

République Arabe d'Égypt
Ministère de l'Éducation et
de l'Enseignement technique
Administration centrale
des affaires du livre



Chimie

Livre de l'élève

Première Secondaire

2018 -2019

بنك المعرفة المصري
Egyptian Knowledge Bank



République Arabe d'Égypt
Ministère de l'Éducation et
de l'Enseignement technique
Administration centrale
des affaires du livre

CHIMIE

Livre de l'élève

Première Secondaire

2018 -2019

Editeur

Mr Sameh William Sadek

Dr Mohamed Ahmad Abou Leila

Mr Essam Mohamed Sayed

Dr Nawal Mohamed Chalaby

Révision: Dr Hani Mohamed Hassanein

Traduction: Mr Waguih Kléla

Révision de le traduction:
Jose phine youssef

Comité des modifications et de l'évolution

Mr Dr Mohamed Samir Abdel Moez

Mme Elham Ahmad Ibrahim

Mr Naïm Naïm Chiha

Introduction du livre

Les fils et les filles, élèves de la première secondaire, les dernières années observèrent d'énormes mutations et des innovations technologiques dans les différents domaines de la vie.

Le système éducatif en République Arabe d'Égypte devait suivre ces innovations influencé par cette énorme évolution.

Pour cette raison le ministère de l'éducation et de l'enseignement a pris en charge d'évoluer les programmes en considérant que le programme est un être qui a besoin d'être renouvelé et modernisé pour coincider avec les variations de l'époque.

Dans ce but le ministère a pris en charge de préparer une génération capable de suivre ces innovations et aussi d'être capable de les utiliser pour inventer ce qui est plus récent.

Durant l'édition de ce livre, nous avons pris en considération de changer le rôle de l'apprenant pour en sortir du domaine du récepteur au domaine du réactif actif; et ceci en appliquant des recherches, des investigations, des comparaisons, des déductions pour inculquer l'amour de la connaissance jusqu'à être un individu efficace dans la société.

Cet élève sera capable d'approuver une suffisance personnelle pour son pays économique , culturel , et sociale et ceci en variant les activités et les compétences dans le but de former une génération variée d'élèves qui servent le pays dans les différents domaines.

Ce livre est accompagné d'un autre livre pour les activités et les exercices qui le complète et fais partie de lui.

Ce livre complémentaire renferme des activités individuelles et collectives et des applications qui approuvent les buts du programme.

Ce livre renferme aussi des activités d'évaluation pour permettre à l'élève de savoir les buts réalisés et les travaux qu'il doit faire pour réaliser ce qu'il n'a pas pu réaliser.

Durant l'édition de ce livre, nous avons pris en considération la séquence logique des chapitres de ce programme, de même une gradation dans le niveau des activités en prenant en considération les différences individuelles, les besoins et les différentes tendances.

Ce programme fut exposé sous forme d'un tissu complet et lié dans six chapitres qui commencent par la science de la chimie, sa nature et sa relation avec les autres sciences surtout les plus modernes, telle que la science de la nanotechnologie. Ensuite les chapitres du programme se succédèrent passant par la chimie quantitative puis les solutions, les acides, les bases suivirent par la thermochimie puis la chimie nucléaire.

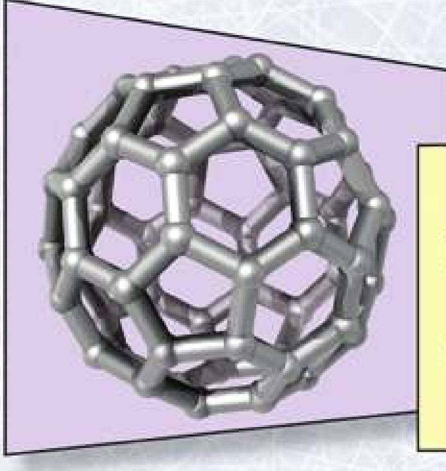
Et pour ne pas oublier le rôle de la chimie pour préserver le milieu, ainsi nous avons terminé ce programme par la chimie et le milieu.

Nous vous présentons ce livre en souhaitons de réaliser vos besoins et assurer vos compétences en souhaitons à notre chère Egypte la prospérité.

Et Dieu approuve le succès .

Les auditeurs

Les contenus du livre



Premier chapitre :

La chimie centre des sciences



Deuxième chapitre :

La chimie quantitative



Troisième chapitre :

Les solutions – Les acides et les bases



Quatrième chapitre :

La thermochimie

Cinquième chapitre :

La chimie nucléaire

Les objectifs généraux du premier chapitre :

A la fin de ce chapitre l'élève sera capable de :

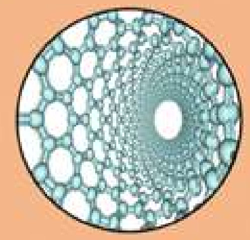
- Connaitre l'importance de la chimie.
- Pouvoir expliquer la relation entre la chimie et les autres branches des sciences.
- Connaitre la nature des mesures et leurs importances.
- Connaitre les outils et les appareils utilisés dans les laboratoires chimiques.
- Pouvoir utiliser les outils pratiques convenables au programme avec précision et efficacité.
- Définir le concept de la nanotechnologie.
- Définir le concept de la nanochimie.
- Déterminer quelques applications de la chimie la nanotechnologie.
- Déduire que la nanotechnologie a des effets utiles et d'autres nuisibles.

Première chapitre

Leçons du premier chapitre:



1. La chimie et les mesures



2. La nanotechnologie et la chimie

Problèmes inclus : la science et la technologie et la société





La chimie centre des sciences

Observe la vie autour de toi pour découvrir que la chimie entre dans toute chose , la nourriture que nous consomons , les habits que nous portons , les médicaments prescris par le médecin , les outils et les appareils que nous utilisons même dans la composition de nos corps et la façon dont ils fonctionnent. Non seulement ceci mais la plupart des sciences que nous connaissons se basent dans leur interprétation sur la chimie.

Dans cette unité , tu pourras savoir le domaine du fonctionnement de la chimie et les opérations appliquées par les chimistes. Tu pourras aussi savoir le rôle de la chimie dans notre vie et sa relation avec les autres sciences.

Et comme la chimie est un domaine basé sur l'expérimentation ; cette unité t'aidera à reconnaitre les outils et les appareils utilisés dans la mesure et l'expérimentation et la méthode de les utiliser avec efficacité.

Et comme l'ère suivant c'est l'ère des matières infiniment petites et qui ont des propriétés supérieures , c'est-à-dire l'ère de la nanotechnologie donc cet ère peut être considéré comme l'ère de la chimie car elle est responsable de la formation et la découverte de ces matières.

Les termes essentiels :

- Les sciences physiques
- La biochimie
- La chimie physique
- La mesure
- Unité de mesure
- La nanochimie
- La nanotechnologie
- La nano
- Les instruments de mesure



Première leçon : La chimie et les mesures

Résultats de l'apprentissage

A la fin de cette leçon, l'élève sera capable de :

- ✓ Définir ce qu'est ce que la chimie.
- ✓ Reconnaitre le rôle de la chimie dans notre vie.
- ✓ Pouvoir expliquer la relation entre la chimie et les autres branches de la science.
- ✓ Connaitre la nature des mesures et leur importance.
- ✓ Reconnaitre les outils et les appareils utilisés dans les laboratoires de chimie.
- ✓ Pouvoir utiliser les outils et les appareils avec précision et efficacité.
- ✓ Reconnaitre l'utilisation des les outils de précision.

La science de la chimie

La personne passe sa vie chercheur dans l'univers autour de lui en essayant toujours de comprendre les phénomènes de cet univers, de les interpréter et aussi les organiser. Ces efforts que la personne accomplit ont aboutis à des vérités, des concepts, des principes, des lois et des hypothèses intrus dans une organisation nommée la science.

La science: est une constitution organisée de connaissances qui renferme les vérités, les concepts, les principes, les lois, les hypothèses scientifiques et la méthode organisée dans la recherche et l'investigation

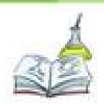
Le domaine de la science diffère selon les phénomènes étudiés, les outils utilisés et les moyens appliqués dans les recherches, parmi les sciences: la science de la chimie.

La science de la chimie: c'est la science qui se charge à étudier la structure de la matière ses propriétés, les changements qu'elle subit et la réaction entre les différentes matières et les conditions convenables à ceci

La science de la chimie est l'une des sciences naturelles figure (1) que la personne a connu et a pratiqué depuis de longues années, cette science est en lien depuis les anciennes civilisations aux minéraux et la minéralisation, la fabrication des colorants, la médecine et les médicaments et quelques industries telles que le tannage des peaux, la coloration des tissus et l'industrie du verre, les anciens Égyptiens utilisèrent cette science dans la momification. La science de la chimie actuellement joue un rôle important dans tous les domaines de la vie.



Figure (1) Les sciences naturelles



Domaines de l'étude de la chimie :

La science de la chimie se charge à étudier la structure atomique et moléculaire des matières et le lien qui existe entre eux, la connaissance de leurs propriétés chimiques et de les décrire quantitativement et qualitativement. De même les réactions chimiques durant lesquelles les réactifs se transforment en produits et comment contrôler les conditions des réactions de façon à obtenir des nouveaux produits utiles et qui répondent aux nécessités croissantes dans les différents domaines tels que la médecine, l'agriculture, l'ingénierie et l'industrie. La science de la chimie coopère aussi à remédier quelques problèmes écologiques tels que la pollution de l'air, de l'eau, du sol, le manque d'eau, les sources d'énergie et d'autres domaines. Il est possible de classer la science de la chimie en plusieurs branches telles que: La chimie physique - La biochimie - La chimie organique - La chimie analytique - La thermo chimie - La chimie nucléaire le chimie électri que - La thermochimie - La chimie écologique - et autres ...

La chimie est le centre des sciences

Cherche toi-même

Revise le réseau d'information et montre la relation entre la chimie et les applications suivantes:



Figure (2) Relation entre la chimie et la vie

La science de la chimie est considéré comme le centre de la plupart des autres sciences comme la biologie, la physique, la médecine, l'agriculture et autres ; nous citons quelques exemples :

La chimie et la biologie :

La science de la biologie est une science spécialisée à l'étude des êtres vivants. La science de la chimie coopère à comprendre les réactions chimiques qui ont lieu à l'intérieur des êtres vivants telles que les réactions de la digestion, la respiration, la photosynthèse et autres. La biochimie se spécialise à étudier la structure chimique des particules de la cellule dans les différents êtres vivants telles que les corps gras, les hydrocarbures, les protéines, les acides nucléiques et autres.





La chimie et la physique :

La physique est la science qui étudie tout ce qui concerne la matière, son mouvement et l'énergie, et essayer de comprendre les phénomènes naturelles et les forces qui l'affectent. La physique s'intéresse aussi aux mesures et l'invention d'autres façons de mesure qui augmentent leurs précisions. L'intégration entre la physique et la chimie produit la science de la chimie physique qui se spécialise à étudier les propriétés de la matière, sa structure et les particules qui entrent dans la formation de ces matières ce qui facilite aux physiciens d'accomplir leurs études.

La chimie et la médecine et la pharmacie :

Les médicaments que les malades utilisent et qui sont préscris par les médecins ne sont que des substances chimiques qui ont des propriétés curatives. Les chimistes préparent ces matières dans leurs laboratoires ou les extraire de leurs sources naturelles. La chimie interprète la nature de la fonction des hormones et des enzymes dans le corps humain et comment les médicaments sont utilisés pour remédier le déséquilibre dans la fonction de chacun d'eux.

La chimie et l'agriculture :

La science de la chimie coopère au choix du sol convenable à la culture d'un produit quelconque au moyen de l'analyse chimique qui détermine le taux des constituants et la suffisance des constituants aux nécessités des plantes. La chimie détermine aussi l'engrais convenable à ce sol pour augmenter la productivité. Elle coopère aussi à produire les insecticides convenables aux parasites agricoles.

La chimie et l'avenir :

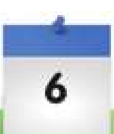
Au moyen de la nonochimie, il a été possible de découvrir et de synthétiser des matières qui ont des propriétés extrêmes et non ordinaires. La nanotechnologie a coopérer à fabriquer quelques matières qui ont permis d'évoluer plusieurs domaines telles que l'ingénierie, les communications, la médecine, l'écologie et les moyens de transport et de réaliser plusieurs nécessités humaines.

La mesure dans la chimie

Nature de la mesure :

L'évolution scientifique, industrielle, technologique et économique que nous vivons dans l'ère moderne est le produit de l'usage correct et précis des principes des mesures.

La mesure: c'est comparer une quantité inconnue avec une autre quantité de même genre pour savoir le nombre de fois que le premier existe dans le second.

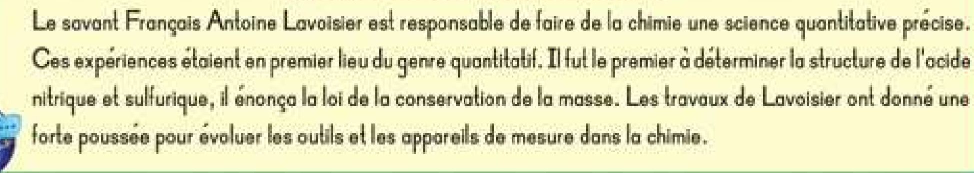




Le L'opération de mesure comprend deux points principaux qui sont :

- **Une valeur numérique :** à travers laquelle nous décrivons la longueur ou la propriété mesurée.
- **Une unité de mesure convenable :** qui correspond aux unités du système international connu. C'est une valeur évaluée d'une quantité physique déterminée et qui est utilisée comme valeur réelle de cette quantité.

Valeur mumérique	unité de mesure
5	Kg
10	m
100	S


Connaissance enrichissante

Le savant Français Antoine Lavoisier est responsable de faire de la chimie une science quantitative précise. Ces expériences étaient en premier lieu du genre quantitatif. Il fut le premier à déterminer la structure de l'acide nitrique et sulfurique, il énonça la loi de la conservation de la masse. Les travaux de Lavoisier ont donné une forte poussée pour évoluer les outils et les appareils de mesure dans la chimie.

Importance des mesures en chimie :

Les systèmes de mesure et d'analyse en chimie sont devenus plus évolués de point de vue précision et variation. L'être humain se base sur elles dans les différents domaines de la vie tels que écologie, nutrition, santé, agriculture, industrie et autres pour assurer les connaissances nécessaires et les données quantitatives pour pouvoir utiliser les mesures appropriées.

1. La mesure est essentielle pour savoir le genre et la concentration des éléments qui forment les matières que nous utilisons ou nous traitons avec les quelles :


Examine tes compétences

Le tableau suivant démontre les constituants de deux bouteilles d'eau minérale évaluée en mg/L

Les constituants	Na^+	K^+	Mg^{++}	Ca^{++}	Cl^-	$(HCO_3)^-$	$(SO_4)^{2-}$
La bouteille (A)	25.5	2.8	8.7	12	14.2	103.7	41.7
La bouteille (B)	120	8	40	70	220	335	20

Lis les informations attentivement, puis réponds aux questions suivantes :

- Sachant qu'un consommateur suit un système nutritif avec peu de sel - Laquelle des deux bouteilles choisira-t-il ?
- Une personne a consommé durant une journée 1.5 litre d'eau de la bouteille (B) – Calcul la masse de calcium qu'il a reçu durant cette journée.
- Qu'elle est l'importance de la fiche de détails par rapport au consommateur ? Est-ce que la mesure est essentielle dans notre vie ?

2. La mesure est essentielle pour la surveillance et la protection hygiénique

Le tableau suivant indique le calibrage mondial pour juger la validité de l'eau de boisson, utilise les détails dans le tableau suivant pour juger la qualité de l'eau dans les deux tickets précédents.

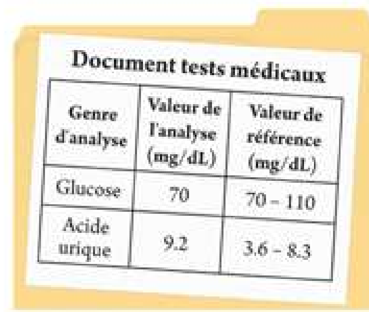
Les constituants	Na^{+}	K^{+}	Mg^{++}	Ca^{++}	Cl^{-}	$(SO_4)^{2-}$
Le taux (mg/L)	moins que 150	moins que 12	moins que 50	moins que 300	200 - 250	moins que 250

La sécurité et la protection exige la surveillance de l'eau de boisson, l'air que nous respirons, les matières nutritives et agricoles ; ceci demande plusieurs mesures variées.

3. La mesure est essentielle pour évaluer une certaine situation et suggéré un remède en cas de perturbation.

Examine tes compétences

Le document qui est devant toi représente les résultats biologiques médicaux faits à une personne le matin avant le petit déjeuner.



Document tests médicaux

Genre d'analyse	Valeur de l'analyse (mg/dL)	Valeur de référence (mg/dL)
Glucose	70	70 – 110
Acide urique	9.2	3.6 – 8.3

- Que veut dire valeur de référence ?
- Qu'est-ce que tu conclus des résultats de la concentration du sucre g lucose et l'acide urique dans le sang de cet homme ?
- Quelles sont les décisions que cet homme doit prendre à la lumiere des conclusions à laquelle tu as abouti.

Dans les analyses médicales, les mesures que nous obtenons, nous permettent de prendre les décisions convenables pour la correction des cas de perturbation.

Les unités de mesure dans les laboratoires de chimie :

Les expériences chimiques sont faites dans un endroit qui a des caractères et des conditions déterminées nommé le laboratoire de chimie. Le laboratoire de chimie exige la présence des précautions de sureté convenables, une source de chaleur comme le bec bunzen, une source d'eau et un endroit pour garder les matières chimiques, les différents appareils. Il est essentiel de savoir la méthode correcte pour utiliser chacune d'eux et les moyens de la conservation. En ce qui suit un exposé détaillé de quelques appareils et outils utilisé dans les laboratoires de chimie et le but de leurs usages. :



La balance sensible :

Utilisée pour mesurer la masse des matières. Les balances diffèrent dans leurs conceptions et leurs formes, les balances numériques et digitales sont les plus utilisées. Le genre de balance le plus répandu c'est la balance à plat supérieur figure (3). Généralement, les détails de l'utilisation de cette balance sont fixés sur l'un des cotés. Avant l'utilisation de cette balance, il faut lire les détails soigneusement.

La burette :

C'est un long tube en verre à deux ouvertures, l'une d'elles pour remplir la burette et sur l'autre est fixé un robinet pour savoir la quantité de liquide prise de la burette. La burette est fixée sur un support à base métallique pour garantir une position verticale durant les expériences qui exigent un taux élevé de précision telles que La détermination des volumes précis de liquide durant le titrage. Dans la burette, le zéro de graduation existe proche de l'ouverture supérieure et se termine avant le robinet.



Figure (3) La balance à plat supérieur

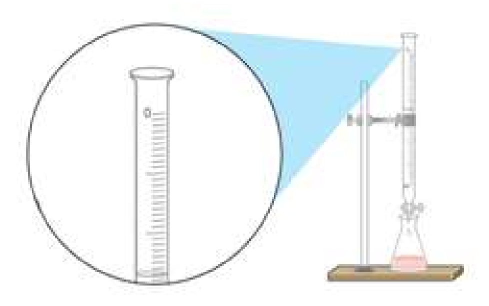


Figure (4) La burette fixée sur le support

Les béchers :

Ce sont des bocaux transparents fabriqués en verre pyrex résistant à la chaleur, utilisés pour mélanger les lquides et les solutions tronsparents. Il y en a quelques variétés graduées à capacité limitée qui sont utilisés pour déplacer un volume déterminé du liquide d'un endroit à un autre.



Figure (5) Des béchers à volume différent



Figure (6) La façon correcte pour évaluer le volumc du liquide



Le cylindre gradué :

Fabriqué en verre ou en plastique et il est utilisé pour mesurer les volumes des liquides car il est plus précis que les béchers. Il y en a de ce cylindre plusieurs capacités.

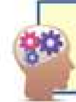


▲ Figure (7) Les cylindres gradués à différentes capacités



▲ Figure (8) Un cylindre gradué de 100 ml de capacité





Comment utiliser le cylindre gradué pour déterminer le volume d'un corps solide insoluble ?

Les flacons :

L'un des outils en verre dans les laboratoires de chimie. Il y en a plusieurs variétés selon le but de leur usage.

- **Le flacon conique :** fabriqué en pyrex, leurs genres varie selon la capacité. Il est utilisé dans les opérations de tirage.
- **Les flacons arrondis :** généralement fabriqué en pyrex, les variétés diffèrent selon la capacité du flacon. Ils sont utilisés dans les opérations de préparation et de distillation.
- **Le flacon volumétrique :** fabriqué en pyrex, renferme à sa partie supérieure un index qui détermine la capacité volumétrique du flacon. Il est utilisé pour préparer les solutions standardes à concentration connue avec précision.



▲ Figure (9) Le flacon conique



▲ Figure (10) Le flacon arrondi



▲ Figure (11) Le flacon volumétrique





La pipette :

Un tube long en verre ouvert des deux extrémités, à sa partie supérieure se trouve un index qui détermine sa capacité volumétrique. Sur la pipette est enregistré aussi le taux d'erreur. Elle est utilisée pour déplacer un volume déterminé d'un liquide et elle est remplie par le liquide par un outil d'aspiration surtout pour les liquides fortement dangereux. La pipette la plus utilisée dans les laboratoires c'est la pipette a deux renflements.

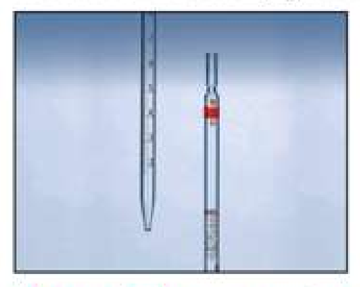


Figure (12) La pipette gradueé



Figure (13) La pipette avec moyen d'aspiration

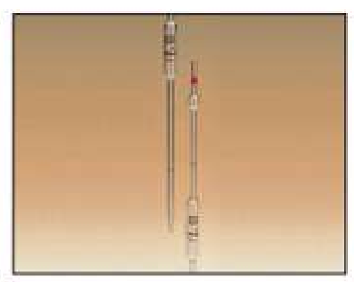


Figure (14) La pipette avec deux gonflements



Livre des activités et des exercices
Détermination de la densité de l'eau

Des outils pour mesurer le pouvoir hydrogène pH:

Le pH est une mesure qui détermine la concentration de l'ion hydrogène dans une solution pour savoir si elle est acide, basique ou neutre. Cette mesure est d'une grande importance dans les réactions chimiques et les réactions biologiques. Il y en a plusieurs formes telles que les rubans en papier ou les appareils numériques à plusieurs formes. Le ruban en papier est plongé dans la solution dont nous voulons mesurer le pH, celui-ci change de couleur à un certain degré. La valeur du pH est déterminée par une graduation de 0 à 14 selon le degré de la couleur. L'appareil numérique est plus précis car le pôle qui est fixé dans l'appareil plongé dans le liquide .
Si la valeur du pH est plus petite que 7 , la solution est acide et si la valeur du pH est plus grande que 7 , la solution est basique mais si la valeur du pH est 7 , la solution est neutre.

Profite de l'internet pour écrire un rapport concernant les micro-outils.

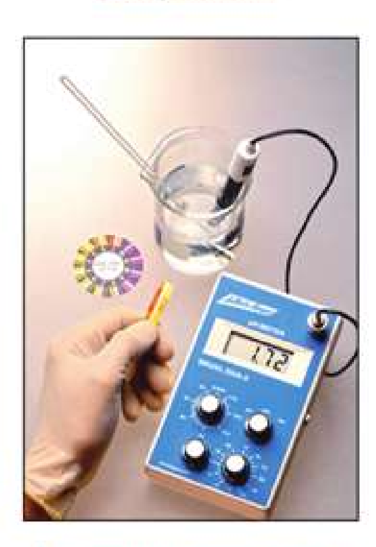


Figure (15) Appareils utilisés pour mesurer le pH



Figure (16) Un sac contenant des micro-outils de laboratoire



Deuxième leçon : La nanotechnologie et la chimie

Résultats de l'apprentissage

A la fin de cette leçon, l'élève sera capable :

- ✓ Définir le concept de la nanotechnologie.
- ✓ Savoir quelques applications de la nanotechnologie.
- ✓ Déduire les effets utiles et nuisibles de la nanotechnologie.

Que veut-on dire par la nanotechnologie ?

La nanotechnologie est un terme formé de deux mots. Le premier mot nano prise du mot grec Nanos qui veut dire nain ou la chose infiniment petite. Le deuxième mot technologie qui veut dire application pratique de la connaissance dans un domaine déterminé.

La nanotechnologie : c'est la technologie des matières infiniment petites qui se spécialise à traiter avec la matière au barème du nano pour produire des nouveaux produits utiles et uniques dans leurs propriétés.

Coin de réflection

Qu'est-ce qui est plus grand: le million ou le milliard ?

Qu'est-ce qui est plus grand: une partie du million ou une partie du milliard ?

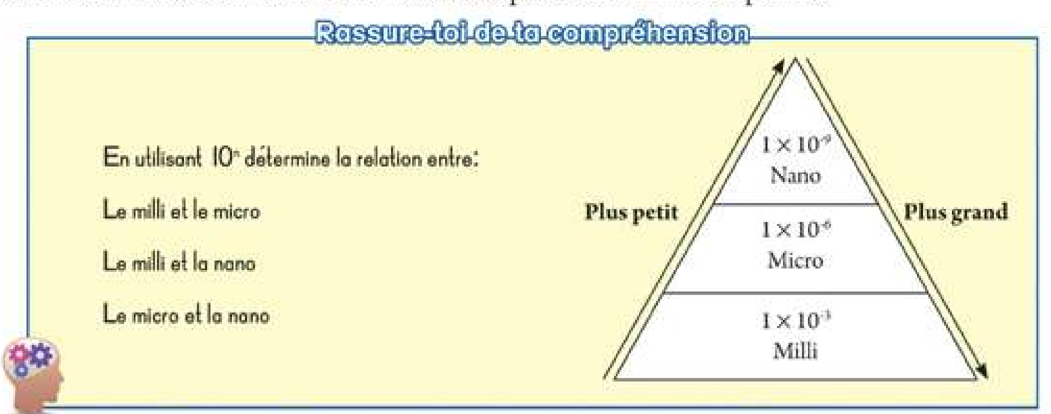
Est-ce que tu préfère que la concentration d'une matière toxique (tel que le plomb) dans l'eau de boisson soit une partie du milliard ou une partie du million ? Et pourquoi ?

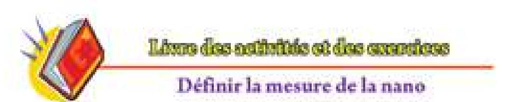




La nano est une unité de mesure unique :

De point de vue mathématique et physique, la nano équivaut une seule partie du milliard (0,000000001) de l'unité mesurée; le nanomètre (nm) équivaut une partie du milliard du mètre, c'est-à-dire 10^{-9} mètre. Il y en a aussi la nanoseconde, la nanogramme, la nanomole et la nanojoule. La nano est utilisé comme unité de mesure des particules infiniment petites.





Il est possible de démontrer la petite valeur de l'unité de la nano à travers les exemples suivants :



Figure (17) Le diamètre d'une particule de sable atteint environ 10^{6} nm

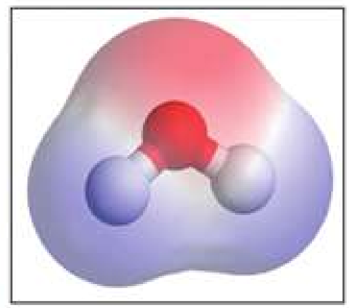


Figure (18) Le diamètre d'une molécule d'eau égal environ 0.3 nm

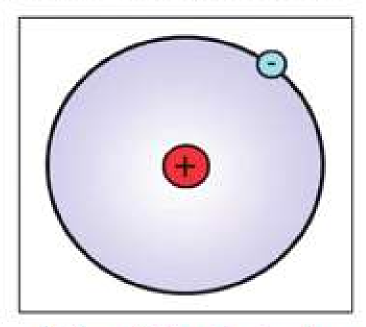


Figure (19) Le diamètre d'un seul atome varie entre 0.1 - 0.3 nm

Ce qui est unique dans la mesure de la nano c'est que les propriétés de la matière à cette distance telles que la couleur, la transparence, le pouvoir de conduire la chaleur et l'électricité, la dureté, l'élasticité, le point de fusion, la vitesse de la réaction chimique et autres propriétés changent complètement et la matière acquis de nouvelles propriétés uniques. Les savants ont découvert que ces propriétés varient selon le volume nanoique de la matière qui est nommé propriétés basées sur le volume.

Le volume nanoique critique: c'est le volume qui laisse paraitre les propriétés nanoique uniques de la matière et qui est moins que 100 nm

Et pour pouvoir comprendre les propriétés basées sur le volume et qui caractérise les matières nanoique, nous exposons les exemples suivants:

- **Nano de l'or :** Nous savons que l'or a une couleur jaune et a un éclat, mais quand le volume de l'or se réduit il prend différentes couleurs selon le volume nanoique à ce moment l'or prend la couleur rouge, orange, verte et peut prendre la couleur bleue car la réaction de l'or à ce volume avec la lumière diffère de celui du volume visuel.
- **Nano du cuivre :** les savants ont remarqué que la dureté des particules de cuivre augmente quand il se réduit de la mesure macro à la mesure nano. Cette dureté varie selon le volume nanoique de la matière.





Figure (20) Les différentes couleurs de la nano de l'or

Figure (21) Nano du cuivre

Ce qui s'applique sur les exemples précédents s'applique aussi sur le volume nanoique de n'importe quelle matière, ce qui fait que les matières nanoiques laissent paraitre des propriétés uniques et supers qui n'apparaissent pas dans les volumes macro et micro de la matière, ce qui mène à l'usage de ces matières dans les applications non connues. Les propriétés supers des matières nanoiques sont dues à la relation entre la surface du corps et le volume.

Examine tes compétences

Observe le dessin suivant et calcul le taux entre la superficie des faces et le volume dans les trois cubes. Qu'est ce que tu conclus ? Qu'arrivera t-il si la subdivision continue de façon à aboutir à un cube dont le coté est évalué en nanomètre ?

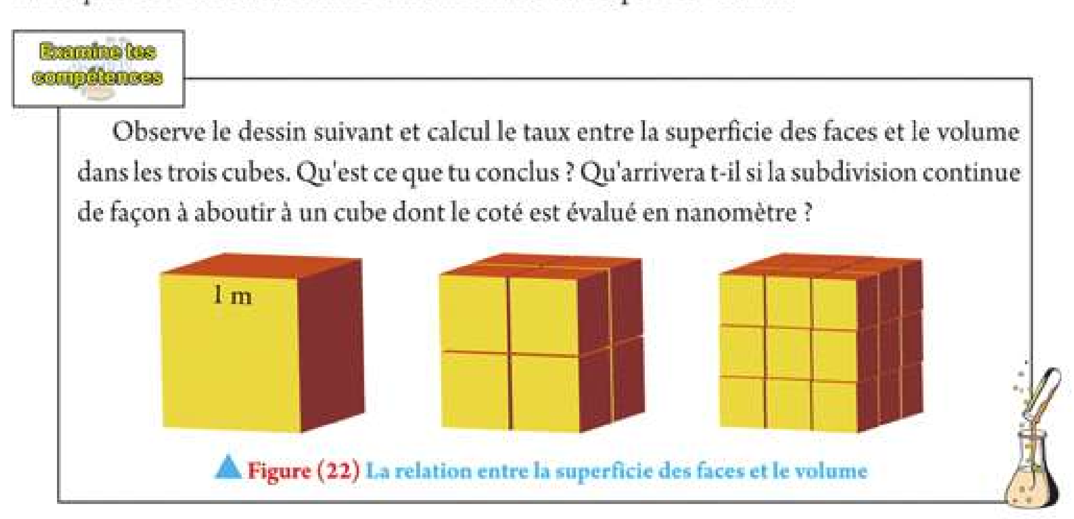


Figure (22) La relation entre la superficie des faces et le volume

Dans le volume nanoique le taux entre la superficie des faces et le volume augmente énormément, ainsi le nombre d'atomes de la matière exposés à la réaction augmente énormément en les comparant au nombre dans le volume plus grand de la matière. Ce taux entre la superficie de la face et le volume fait acquérir aux particules nanoiques des propriétés chimiques, physiques et mécaniques nouvelles et uniques.



Tu peux comprendre ceci si tu te souviens que la vitesse de dissolution d'un cube de sucre dans l'eau est inférieure à la vitesse de dissolution du même cube dans la même quantité d'eau à la même température si ce cube est subdivisé en particules dans la même quantité d'eau. Le grand pourcentage entre la superficie et le volume dans le cas des particules augmente la vitesse de la dissolution.

La nanochimie

L'une des branches des sciences nano qui traite avec les applications chimiques des matières nanoiques. Cette branche consiste à étudier, décrire et engendrer les matières qui ont des distances nanoiques. Cette etude consiste à grouper les atomes et les molécules en des distances nanoiques pour acquérir de nouvelles propriétés uniques. Les matières nanoiques ont des formes variées, elles peuvent être sous forme de grains, de tubes, de colonnes, de lamelles minces ou d'autres formes. Il est possible de classer les matières nanoiques selon le nombre de dimensions nanoiques de la matière comme suit :

Les nanoparticules à une dimension :

Ce sont les matières qui ont une seule dimension nanoique qui varie entre 1 - 100 nm comme par exemple les membranes fines qui sont utilisées pour couvrir les surfaces pour les protéger de la rouille et la corrosion et pour envelopper les produits alimentaires pour les protéger de la pollution et l'abimation. Les fils nanoiques qui sont utilisées dans les circuits électroniques et les fibres nanoiques qui sont utilisées pour faire fonctionner les filtres d'eau.



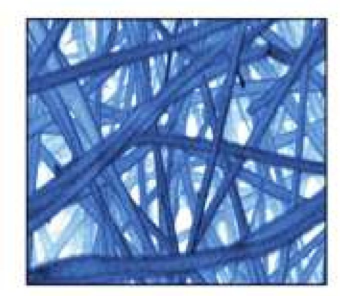


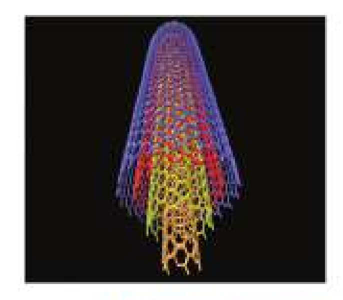


Figure (23) Les membranes minces

Figure (24) Les fibres nanoiques

Les nanoparticules à deux dimensions :

Ce sont des matières nanoiques qui possèdent deux dimensions nanoiques , tels que les tubes de carbone nanoiques à une et multiple paroi.



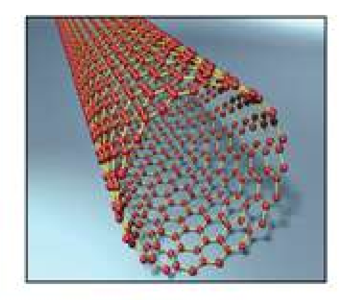


Figure (25) Les tubes nanoiques à une et multiple paroi



Parmi les propriétés caractéristiques des tubes de carbone nanoiques :

- Bons conducteurs de l'électricité et la chaleur, son degré de conductibilité à l'électricité est plus grand que celle du cuivre; son degré de conductibilité de la chaleur est plus grand que le degré de conductibilité du diamant.
- Plus durs que l'acier à cause des forces de cohésion entre les molécules et plus léger que l'acier; ainsi le fil des tubes nanoïqu qui équivaut le volume d'un poil de l'être humain est capable de soulever une locomotive. Cette force a inspiré les savants de pencer à fabriquer des cordes à forte tension qu'on peut utilisé pour le fonctionnement des ascenseurs spatiaux.
- Se lient facilement aux protéines; à cause de cette propriété il est possible de les utiliser comme appareils de capture biologique car ils sont sensibles à des molécules déterminées.

Les nanoparticules à trois dimensions :

Ce sont les matières qui possèdent trois dimensions nanoïques telles que la coquille nano et les Balles Bucky. La balle Bucky est formée de 60 atomes de carbone, elle prend comme symbole C60; elle a des propriétés caractéristiques qui se basent sur sa structure. Le spécimen moléculaire de la balle de Bucky fait qu'elle parait comme une balle de football creuse. A cause de la forme creuse de la balle, les savants essayent de l'utiliser comme porteur de médicaments dans le corps car la structure creuse lui permet de s'adapter avec la molécule d'un médicament quelconque à l'intérieur du corps tandis que la partie externe des balles résiste à la réaction avec d'autres molécules à l'intérieur du corps.

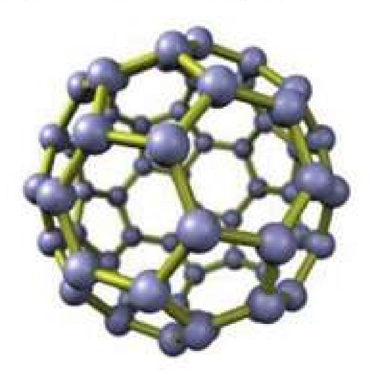



Figure (26) La balle bucky

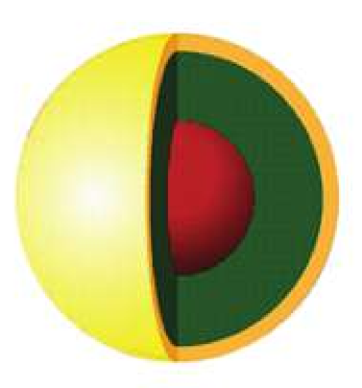


Figure (27) La coquille nano



Livre des activités et des exercices

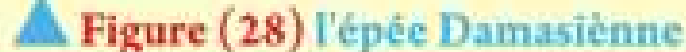
Fabrique un spécimen de la Balle Bucky

Connaissance enrichissante



Les savants ont découvert que les épées damasiennes que les arabes et les musulmans utilisèrent dans l'ancien temps étaient connues par la force et la solidité. Les particules d'argent nanoniennes entrèrent dans la fabrication des épées.




Figure (28) l'épée Damasiènne

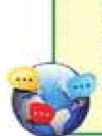


Applications de la nanotechnologie

Dans le domaine médical :

- Diagnostie précoce des maladies et l'imagerie des organes et des tissus.
- Livraison des médicaments avec précision aux tissus et les cellules atteintes ce qui augmente les chances de guérison et limite les dommages collatéraux du remède ordinaire qui ne peut pas distinguer entre les cellules atteintes et les cellules saines.
- Production des micros appareils pour la dialyse qui peuvent être incrustés dans le corps du malade.
- Production de nanorobots qui sont envoyés au courant sanguin qui a leur tour éliminent les caillots sanguins des parois des artères sans intervention chirurgicale.

Connaissance enrichissante



Le docteur Moustafa El Sayed est le premier savant Egyptien qui obtient le collier des sciences de l'Amérique pour ces réalisations dans le domaine de la nanotechnologie en utilisant les composés nanoiques d'or pour remédier le cancer.

Dans le domaine agricole :

- Reconnaitre les bactéries dans les matières nutritives et la conservation de la nourriture.
- Evolution des nutritifs, des insecticides et les médicaments pour les plantes et les animaux avec particularité.

Dans le domaine de l'énergie :

- Production des piles solaires en utilisant la nanosilicone et qui se caractérise par un pouvoir de transfert énorme de l'énergie et en plus il n'y a aucune fuite de l'énergie thermique.
- Production des piles de combustible hydrogénés peu couteuses et à grande efficacité.

Dans le domaine de l'industrie :

- Production des molécules nanoiques invisibles qui fournissent au verre et la céramique la propriété du nettoyage automatique (spontané).
- Fabrication des matières nanoiques pour purifier les rayons ultraviolets dans le but d'améliorer le genre des produits de beauté et les crèmes antisolaires.
- Technologie de l'emballage par la nano sous forme de peintures et des sprays qui forment des couches d'emballages qui protègent les écrans des appareils électroniques contre le grattement.
- Fabrication des tissus antitaches qui se caractérisent par l'auto-nettoyage.



Dans le domaine des moyens de communication :

- Les appareils nano sans fils, les cellulaires et les vaisseaux spatiaux.
- Réduire le volume des appareils transistors.
- Fabrication des lamelles électroniques qui se caractérisent par un grand pouvoir de stockage.

Dans le domaine écologique :

- Tels que les filtres nanoiques qui purifient l'air, l'eau, la désalination de l'eau, résoudre le problème des résidus nucléaires et éliminer les éléments dangereux dans les résidus industriels.

Les effets nuisibles propables de la nanotechnologie

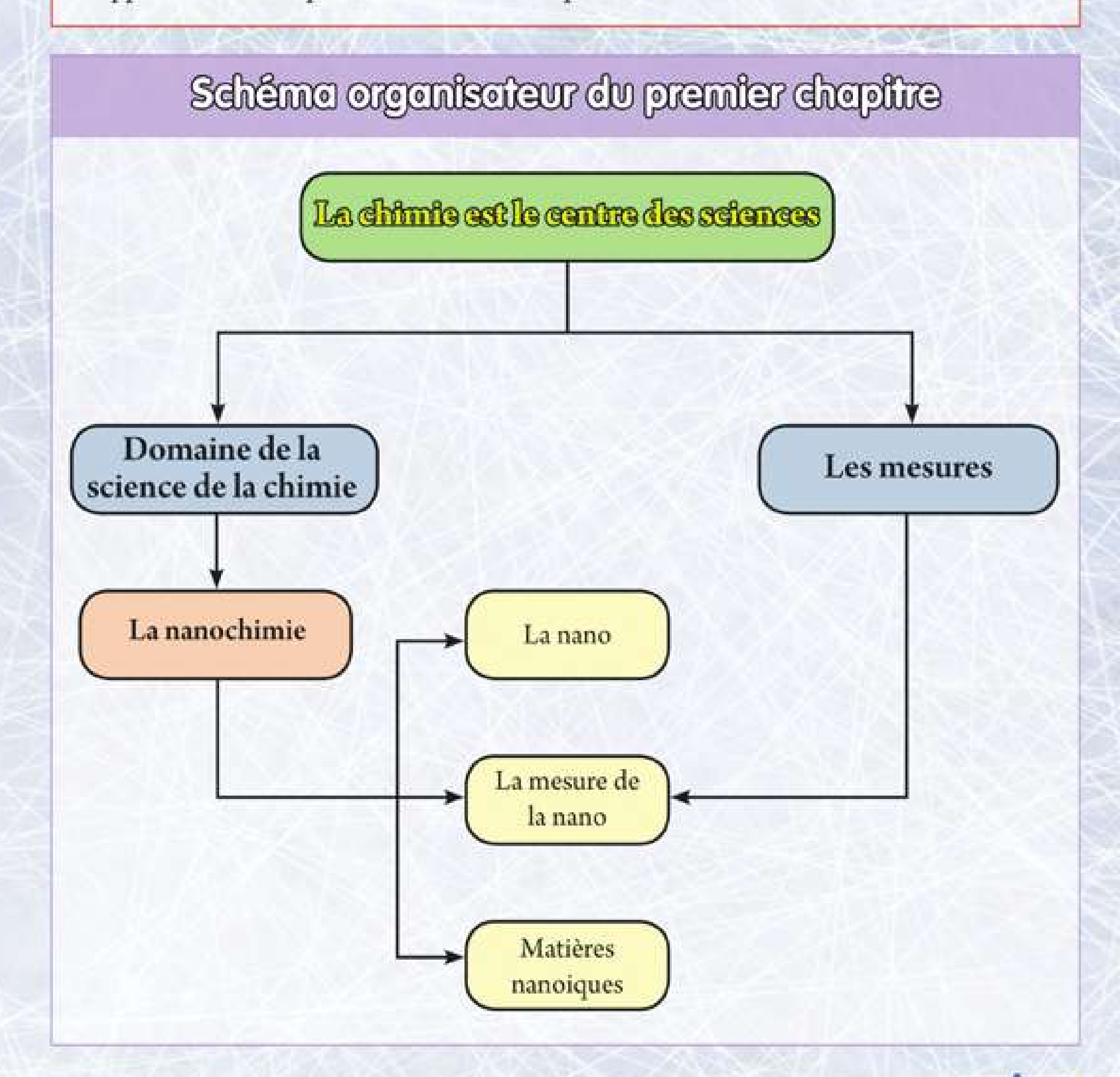
Malgré que la nanotechnologie a plusieurs applications mais quelques-uns trouvent qu'il est possible que quelques effets nuisibles se produisent, parmi leurs craintes:

- **Les effets hygiéniques :** les nanomolécules sont très petites et peuvent s'infiltrer à travers les cellules de la peau et des poumons pour s'installer à l'intérieur du corps ou à l'intérieur du corps des animaux et les cellules des plantes ce qui provoque des problèmes hygiéniques.
- **Les effets écologiques :** tels que la nanopollution qui proviennent de la pollution par les détritus provenant de la fabrication des matières nanoiques qui peuvent être dangereux à cause de leur volume qui leur permet d'être en suspension dans l'air et peuvent pénétrer facilement dans les cellules animales et végétales, en plus elles ont un effet sur le climat, l'eau, l'air et le sol.
- **Les effets sociaux :** les personnes en charge d'étudier les effets sociaux de la nanotechnologie trouvent qu'elle aboutira à l'aggravation des problèmes provenant du manque de l'égalité sociale et économique déjà existants telle que la répartition inéquitable des richesses et de la technologie.

Les termes essentiels dans le premier chapitre

- **Science de la chimie :** C'est la science qui s'intéresse à étudier la structure de la matière, ses propriétés et les changements qu'elle subit et la réaction des différentes matières les unes avec les autres.
- **La mesure :** C'est la comparaison d'une quantité inconnue avec une autre quantité de même genre pour connaitre le nombre de fois que le premier contient le second.
- **Unité de mesure :** Une valeur limitée d'une quantité déterminée définie et approuvée par la loi et qui est utilisé pour mesurer une valeur réelle de cette quantité.
- **La nanotechnologie :** C'est la technologie des matières infiniment petits, elle se spécialise à traiter la matière à l'échelle nano pour produire des produits utiles.
- **La nanochimie :** C'est l'une des branches de la science de la nano, elle traite avec les applications chimiques des matières nanoiques.

Schéma organisateur du premier chapitre



Les objectifs généraux du deuxième chapitre :

A la fin de ce chapitre, l'élève sera capable de :

- Pouvoir écrire une réaction chimique en utilisant une équation symbolique équilibrée.
- Calculer la masse moléculaire d'un composé chimique en connaissant les masses atomiques.
- Citer la relation entre la mole et le nombre d'Avogadro.
- Reconnaitre le volume d'une mole d'un gaz à T.P.N.
- Calculer le nombre de moles du gaz en connaissant son volume et le volume d'une mole.
- Calculer le pourcentage des constituants d'une matière en utilisant sa formule chimique ou les résultats expérimentales.
- Déduire la formule primitive et la formule moléculaire du composé en profitant des résultats expérimentales.
- Calculer les quantités des matières réagissantes dans une réaction chimique équilibrée.
- Calcul du pourcentage du produit řeél par rapport au produit théorique calcule de l'équation chimique équilibrée.



Leçons du deuxième chapitre:



(1) La mole et l'équation chimique



(2) Calcul de la formule chimique

Problèmes inclus : limiter la consomation

La chimie quantitative

Généralement les chimistes ou ceux qui étudient la chimie ont besoin de répondre à une question importante qui est : combien ?

Si ce qui est demandé exige la préparation de l'un des produits médicinaux par une méthode chimique ;

à ce moment il faut déterminer les quantités des matières qui entrent dans la composition de ce produit exactement pour obtenir les résultats suggérés.

La chimie est une science quantitative utilisée pour analyser des échantillons déterminés pour connaitre le pourcentage des constituants.

De même, pour déterminer les quantités des réactifs et des produits il faut qu'il ait une équation chimique qui exprime cette réaction.

Il y en a plusieurs moyens de mesure avec lesquels il est possible de traiter avec les matières telles que la masse; le nombre ou le volume; ceci dépend de la nature des matières avec lesquelles nous traitons.

Dans cette partie du livre nous traiterons avec les moyens de calcul utilisés pour déterminer les quantités dans une réaction chimique.

Les termes essentiels :

- L'équation équilibrée
- La masse
- La mole
- La formule moléculaire
- La formule chimique
- La formule primitive
- La masse atomique
- Le nombre d'Avogadro
- Les réactifs
- Les produits
- Le produit réel
- Le produit théorique (calculé)



Première leçon : La mole et l'équation chimique

Résultats de l'apprentissage

A la fin de cette leçon, l'élève sera capable :

- ✓ D'exprimer une réaction chimique en utilisant une équation symbolique équilibrée.
- ✓ De calculer la masse d'une mole d'un composé chimique en connaissant les masses atomiques.
- ✓ De citer la relation entre une mole et le nombre d'Avogadro.
- ✓ De reconnaitre le volume d'une mole de gaz à T.P.N.
- ✓ De calculer le nombre de moles du gaz en connaissant son volume et le volume d'une mole.
- ✓ De calculer les quantités des réactifs et les produits d'une équation équilibrée en utilisant les unités de mole et la masse.
- ✓ D'évaluer les efforts des savants.
- ✓ D'évaluer la grandeur du créateur et sa créativité dans l'univers.

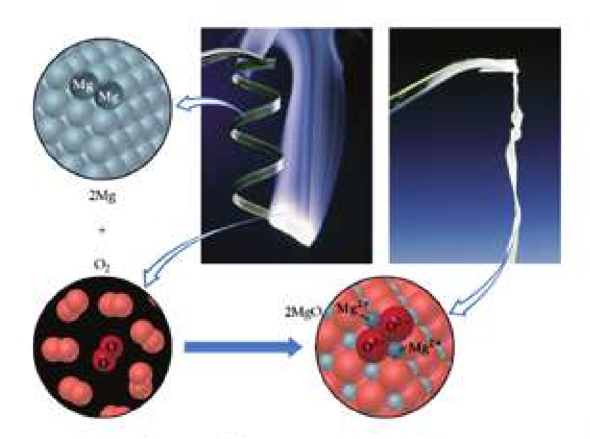
L'équation chimique

Quand une réaction chimique par exemple a lieu entre le magnésium et l'oxygène; l'équation chimique qui exprime ceci est écrite comme suit :

$$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2MgO_{(s)}$$

- L'équation chimique exprime les symboles et les formules chimiques des réactifs et des produits liés par une flèche indiquant le sens de la réaction qui porte les conditions de cette réaction.
- L'équation chimique démontre les quantités des réactifs et des produits. En décrivant l'équation qui exprime la combustion du magnésium dans l'oxygène quantitativement, nous disons que chaque 2 moles du magnésium solide réagissent avec 1 mole du gaz oxygène pour produire 2 moles de l'oxyde de magnésium solide.
- L'équation signale aussi l'état physique de la matière soit solide, liquide gaz ou solution aqueuse et autre ... le tableau (1) démontre les symboles utilisés pour exprimer l'état physique qui s'écrit au dessous et à droite du symbole chimique de la matière.



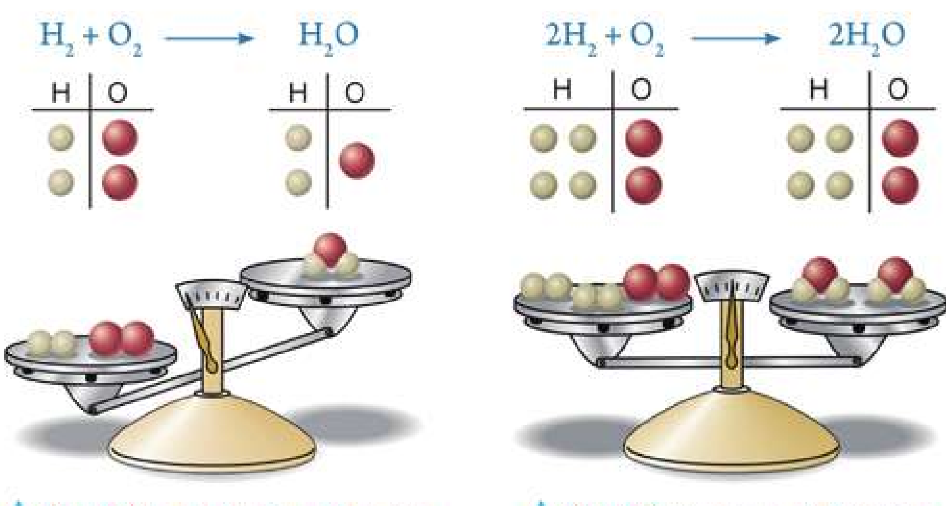


La combustion du magnésium dans l'oxygéne

Solide	s
Liquide	ℓ
Gaz	g
Solution aqueuse	aq

▲ **Tableau (1) Les symboles de l'état physique de la matière**

- Il faut que l'équation chimique soit équilibrée c'est-à-dire que le nombre d'atomes de l'élément qui entrent dans la réaction est égal au nombre d'atomes du même élément qui proviennent de la réaction pour rassurer la loi de la conversation de la masse. L'équation suivante montre l'union de l'hydrogène avec l'oxygène pour former l'eau. En observant l'équation de la figure (1) nous trouveront que le nombre d'atomes d'oxygène produits de la réaction est inferieur à celui qui entre. Pour équilibrer l'équation nous traitons avec elle comme une équation mathématique et ceci en multipliant les deux extrémités de l'équation qui la rend équilibrée comme dans la figure (2).



▲ **Figure (1) Avant d'équilibrer l'équation**

▲ **Figure (2) L'équation après l'équilibre**

- L'équation chimique représente une loi qui détermine la relation entre les réactifs et les produits, c'est-à-dire il est possible de doubler ou simplifier les quantités.

L'equation ionique

Quelques opérations physiques telles que la dissociation des molécules de quelques matières en les faisant dissoudre dans l'eau ou en les faisant fondre donnent des ions , de même quelques réactions chimiques ont lieu entre les ions telles que les réactions de neutralisation entre un acide et une base ou les réactions de précipitation; à ce moment la réaction s'exprime sous forme d'une équation ionique.

✓ En faisant dissoudre le sel chlorure de sodium dans l'eau l'équation ionique suivante a lieu :

$$NaCl_{(s)} \xrightarrow{Eau} Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

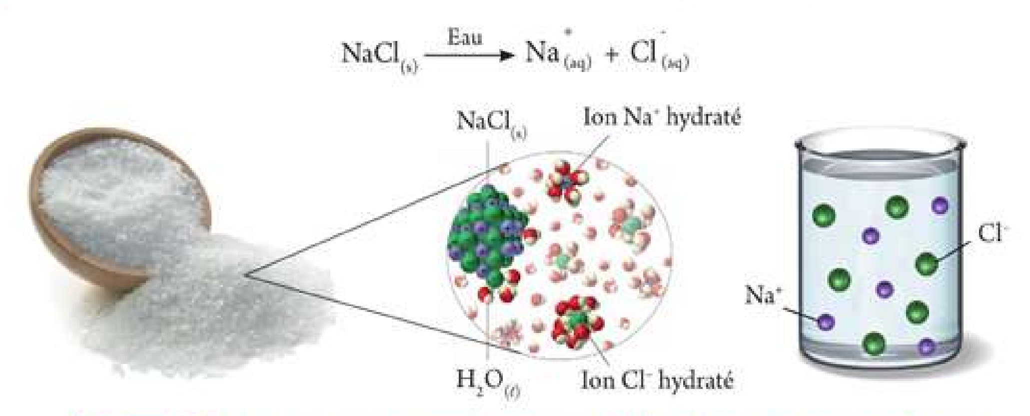


Figure (3) En dissolvant le sel chlorure de sodium dans l'eau il se dissocie en ions Cl^{-}, Na^{+}

✓ Durant la neutralisation de l'acide sulfurique avec l'hydroxyde de sodium pour former le sel sulfate de sodium et de l'eau. Nous exprimons cette réaction par l'équation symbolique suivante :

$$2NaOH_{(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

Et puisque ces matières dans leurs solutions aqueusse existent sous forme d'ions sauf l'eau qui est la seule matière qui existe sous forme de molécules , ainsi il est possible d'écrire cette réaction sous la forme d'une équation ionique comme suit :

$$\cancel{2Na^{+}_{(aq)}} + 2OH^{-}_{(aq)} + 2H^{+}_{(aq)} + \cancel{SO_4^{2-}} \longrightarrow \cancel{2Na^{+}_{(aq)}} + \cancel{SO_4^{2-}} + 2H_2O_{(\ell)}$$

✪ En regardant l'équation précédente vous trouvez que les ions Na^{+} et les ions restent dans la solution sans changement et sans union, c'est-à-dire qu'ils n'ont pas participé à la réaction. En les négligeant des deux extrémités de l'équation, nous obtenons l'équation ionique qui renferme la réaction et qui indique les ions réagissant seulement.

$$2OH^{-}_{(aq)} + 2H^{+}_{(aq)} \longrightarrow 2H_2O_{(\ell)}$$

En ajoutant quelques gouttes de la solution du sel bichromate de potassium à la solution de nitrate d'argent, il se forme du chromate d'argent qui est insoluble dans l'eau, il se sépare sous une forme solide et forme un précipité rouge.

$$K_2Cr_2O_{7(aq)} + 2AgNO_{3(aq)} \longrightarrow 2KNO_{3(aq)} + Ag_2Cr_2O_7\downarrow_{(s)}$$

Examine tes compétences

Exprime la réaction précédente par une équation ionique équilibrée



Remarque que



Dans l'équation ionique équilibrée , il faut que la somme des charges positives soit égale à la somme des charges négatives dans les deux membres de l'équation , en plus l'egalité du nombre des atomes de l'élément qui entrent et qui sont obtenus de la réaction.

Rappelle - toi



La molécule : C'est la plus petite partie de la matière qui peut exister à l'état libre et qui laisse paraitre les propriétés de la matière.
L'atome : C'est la plus petite unité structurale de la matière qui entre dans les réactions chimiques.
La molécule ou l'atome ne sont que des particules infiniment petites et leurs dimensions sont évaluées en nanomètre et il est difficile de traiter avec eux pratiquement.

La Mole

Les savants se sont décidés à utiliser le terme d'une mole dans le système international (SI) de mesure pour exprimer les quantités des matières utilisées et produites dans une réaction chimique.
Pour démontrer le concept de la mole , nous présentons premièrement les concepts suivants :

La mole et la masse de la matiére :

- Si la matière est sous forme d'atomes, ainsi la masse d'un seul atome est nommé la masse atomique, elle est très petite et elle est évaluée en unité de masse atomique u.m.a. et peut êtrre simplifier par U.
- Si la masse atomique du carbone (C) = 12 u.m.a., ainsi une mole des atomes de carbone exprime 12 g des atomes de Carbone.
- Si la matière est sous forme de molécules, dans ce cas la masse d'une molécule est la somme des masses atomiques des atomes qui forment la molécule. Elle est nommée masse moléculaire.

La masse moléculaire : C'est la somme des masses atomiques qui forment la molécule

La masse moléculaire du dioxyde de carbone CO_2 veut dire la somme algébrique de deux atomes d'oxygène et un atome de carbone.

La masse moléculaire du CO_2 = (2 × masse atomique de l'oxygène) + (1 × masse atomique du carbone)

Sachant que la masse atomique de l'oxygène = 16 uma et la masse atomique du carbone = 12 u.m.a.

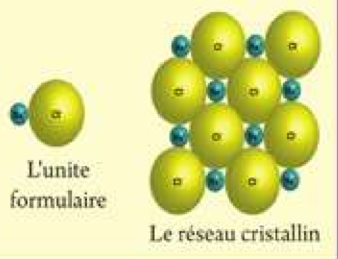
La masse moléculaire du $CO_2 = (16 \times 2) = (12 \times 1) = 32 + 12 = 44$ u.m.a.

Ainsi la masse d'une mole de CO_2 = 44 g

- Dans le cas des composés ioniques et dont il est possible d'exprimer son unité structurale par une unité formulaire au lieu de la molécule, ainsi la masse de l'unité formulaire peut être calculée par la même méthode de la masse moléculaire.

Remarque que

Les composés ioniques existent sous la forme d'une structure géométrique régulière nommée le réseau cristallin. Dans ce cas chaque ion est entouré de toutes les directions par des ions qui diffèrent dans la charge. Il est possible dans ce cas de lui donner le nom d'unité formulaire qui démontre le rapport entre les ions qui la forment. L'image qui est devant toi indique un modèle shématique du réseau cristallin du sel chlorure de sodium ionique



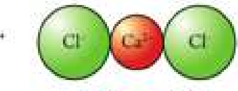
Par exemple, la masse de l'unité formulaire du sel chlorure de calcium ionique $CaCl_2$ est calculée comme suit :

Masse de $CaCl_2$ = (2 × masse de l'ion chlorure) + (1 × masse de l'ion calcium)

Sachant que la masse atomique du chlore = 35.5 u.m.a. et la masse atomique du calcium = 40

Ainsi la masse du $CaCl_2$ = (2 × 35.5) + (1 × 40) = 71 + 40 = 111 u.m.a.

Ainsi une mole de $CaCl_2$ = 111 g



▲ **Figure (4)**
L'unité formulaire du chlorure de calcium

Connaissance enrichissante



Le premier savant qui a nommé (Mole) c'est Vilhalm Ostwald en 1894 , du mot allemand (Mol) qui est un dérivé agrandit du mot Molécule.



Livre des activités et des exercices
La mole et l'equation chimique

Si tu utilise une masse de dioxyde de carbone de carbone équivalente à 44 g , cela veut-dire que tu utilise une mole.Si tu utilise une masse équivalente à 22 g , cela veut-dire que tu utilise une demi-mole

Masse de la matière en gm = nombre des moles × sa masse moléculaire

Masse (gramme)	
Masse d'une mole ($g.mol^{-1}$)	Nombre de moles (mol)

- La masse d'une mole diffère d'une matière à une autre. Ceci est dû à la variation des matières les unes des autres dans la structure moléculaire et par suite la variation dans la masse moléculaire. Une mole de cuivre (Cu) = 63.5 g tandis que une mole de sulfate de cuivre hydraté ($CuSO_4.5H_2O$) = 249.5



- La mole de la molécule d'un élément diffère de celle de la mole atome de l'élément dans les molécules biatomiques telles que l'oxygène O_2, le nitrogène N_2, l'hydrogène H_2 et autres.

Si l'oxygène existe sous forme de molécules ainsi la masse d'une mole d'oxygène $O_2 = 16 \times 2 = 32$ g

Si l'oxygène existe sous forme d'atomes ainsi la masse d'une mole d'atomes d'oxygène O = 16

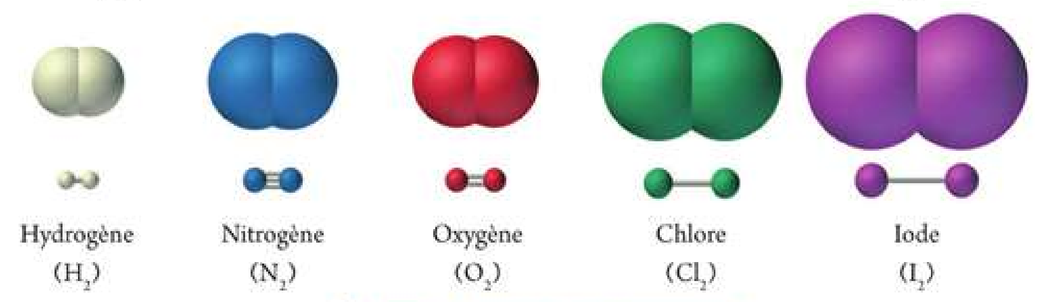


Figure (5) Les molécules biatomiques

- Il y en a des éléments dont la structure moléculaire diffère selon l'état physique tel que le phosphore à l'état de vapeur sa molécule est formé de quatre atomes (P_4), de même le soufre à l'état de vapeur existe sous la forme d'une molécule octaatomique (S_8), tandis qu' à l'état solide, la molécule de chacun d'eux est formee d'un seul atome, ainsi la mole à l'état de vapeur diffère de la mole à l'état solide.

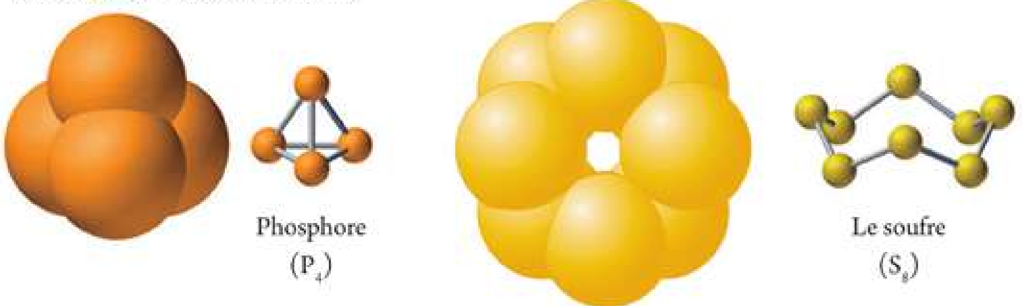


Figure (6) Variation de la structure moléculaire selon l'état physique

Examine tes compétences

Calcul la masse moléculaire de chacun de ce qui suit : P_4, NaCl, H_2SO_4, H_2O sachant que les masses atomiques sont [H = 1, O = 16, S = 32, Cl = 35.5, P = 31]

De ce qui précède, il est possible de calculer les quantités des matières qui entrent et qui sont produites de la réaction du magnésium avec l'oxygène comme suit :

$$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2MgO_{(s)}$$

2 moles de magnésium ont besoin d'une mole d'oxygène pour produire 2 moles d'oxyde de magnésium; c'est-à-dire 48 g de magnésium ont besoin de 32 g d'oxygène pour produire 80 g d'oxyde de magnésium, sachant que les masses atomiques successives du magnésium et l'oxygène sont 24 u.m.a. et 16 u.m.a.

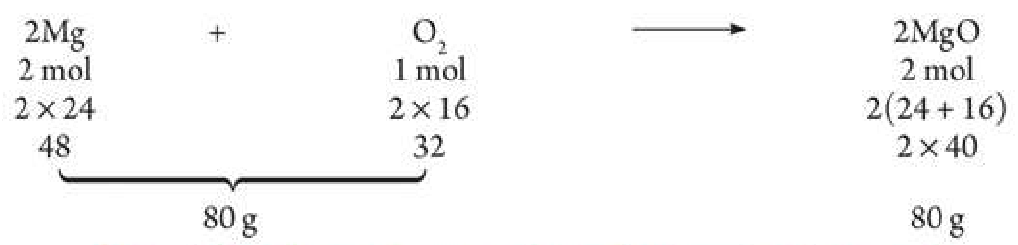


Figure (7) La relation entre les quantités des réactifs et des produits de la réaction du magnésium avec l'oxygène

Matière limitante de la réaction :

Chaque réaction chimique a besoin des quantités calculées avec précision des réactifs pour obtenir les quantités demandées des produits. Si la quantité de l'un des réactifs augmente de ce qui est demandé, cette quantité en plus reste comme elle est sans réagir. La matière réagissante qui est complètement consommée durant la réaction chimique est nommée matière limitante de la réaction et c'est la matière qui produit de sa réaction avec les autres réacti fs le moindre nombre de moles des produits.

Exemple:

Le magnésium réagit avec l'oxygène selon l'équation

$$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2MgO_{(s)}$$

Quel est le facteur limitant de la réaction en utilisant 32 g d'oxygène avec 12 g de magnésium ?

$[Mg = 24 , O = 16]$

La solution:

Nombre de moles de $O_2 = \frac{32}{32} = 1$ mole

Nombre de moles de MgO = 1 mole $O_2 \times \frac{\text{2 moles MgO}}{\text{1 mole } O_2}$ = 2 moles MgO

Nombre de moles de Mg = $\frac{12}{24} = 0.5$ mole

Nombre de moles de MgO = 0.5 mole de Mg $\times \frac{\text{2 moles MgO}}{\text{2 moles Mg}}$ = 0.5 mole de MgO

∴ Le magnésium est le facteur limitant de la réaction car le nombre de moles MgO produit est le moindre en nombre.

Une mole et le nombre d'Avogadro :

Les chimistes ont utilisé la mole pour exprimer le nombre d'unités de la matière, soit cette matière existe sous la forme d'atomes, de molécules, de formule ionique ou des ions libres. Le savant Italien Amedeo Avogadro a trouvé que le nombre d'atomes, de molécules ou d'ions qui existent dans une mole de la matière est un nombre constant quelque soit la forme sous laquelle la matière existe. Il a trouvé que ce nombre est environ 6.02×10^{23} qui a été nommé le nombre d'Avogadro pour l'honorer.



Le nombre d'Avogadro : c'est un nombre fixe qui représente le nombre d'atomes, de molécules ou d'ions qui se trouve dans une mole de la matière, il est égal à 6.02×10^{23} (atomes, molécules ou ions)

- Si la matière existe sous forme d'atomes comme le carbone ou le fer ou le soufre solide, ceci veut dire qu'une mole de n'importe de ces matières renferme 6.02×10^{23} atomes.

  Comme par exemple une mole de carbone renferme 6.02×10^{23} atomes de carbone.

Connaissance enrichissante



Si on range les atomes de carbone infiniment petits qui existent dans 12 g de l'élément carbone en ligne droite; à ce moment cette ligne s'étendra à plusieurs fois la distance entre la terre et le soleil.

- Si la matière existe sous la forme de molécules soit à des éléments ou à des composés; à ce moment une mole de cette matière renferme 6.02×10^{23} molécules de cette matière comme par exemple :

✓ Dans le cas de l'élément oxygène, une mole d'O_2 renferme 6.02×10^{23} molécules d'O_2.

✓ Dans le cas d'un composé tel que l'eau ainsi une mole de H_2O renferme 6.02×10^{23} molécules H_2O.

De ce qui précède, nous pouvons exprimer la relation entre le nombre de moles et le nombre d'atomes ou les molécules ou les ions dans la loi globale :

Le nombre d'atomes ou molécules ou ions = nombre de moles × nombre d'Avogadro (6.02×10^{23})

Exemple:

Calcul le nombre d'atomes de carbone qui se trouve dans 50 g de carbonate de calcium sachant que : [Ca = 40 , C = 12 , O = 16]

La solution:

Une mole de carbonate de calcium $CaCO_3 = 16 \times 3 + 12 + 40 = 100$ g

puisque une mole de $CaCO_3$ $\xrightarrow{\text{renferme}}$ 1 mole des atomes de carbone (C)

donc 100 g $\xrightarrow{\text{renferme}}$ 1 mole des atomes de carbone (C)

ainsi 50 g $\xrightarrow{\text{renferme}}$ X mole

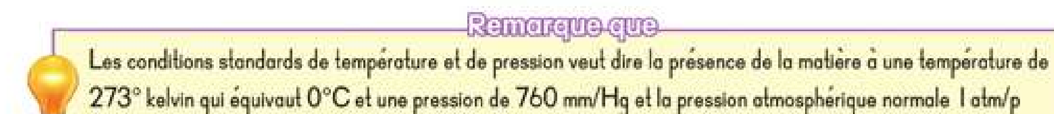
$\therefore$ X (nombre de moles des atomes carbone) $= \frac{1 \times 50}{100} = 0.5$ mole

$\therefore$ Le nombre d'atomes de carbone $= 0.5 \times 6.02 \times 10^{23} \times 0.5 = 3.01 \times 10^{23}$ atomes



La mole et le volume des gaz :

La matière solide ou liquide a un volume fixe et limité que nous pouvons mesurer par différentes méthodes : tandis que le volume du gaz égal toujours le volume de l'espace ou le récipient qui le renferme. Comme résultat des recherches scientifiques et les expériences, les savants ont trouvé qu'une mole de n'importe quel gaz placé dans les conditions standards de température et de pression occupe un volume limité de 22.4 litres.



Remarque que

Les conditions standards de température et de pression veut dire la présence de la matière à une température de 273° kelvin qui équivaut 0°C et une pression de 760 mm/Hg et la pression atmosphérique normale 1 atm/p

Ceci veut dire qu'une mole du gaz méthane CH_4 occupe un volume de 22.4 L , de même une mole du gaz ammoniac NH_3 occupe un volume de 22.4 L à condition que ces gaz soient à TPN.

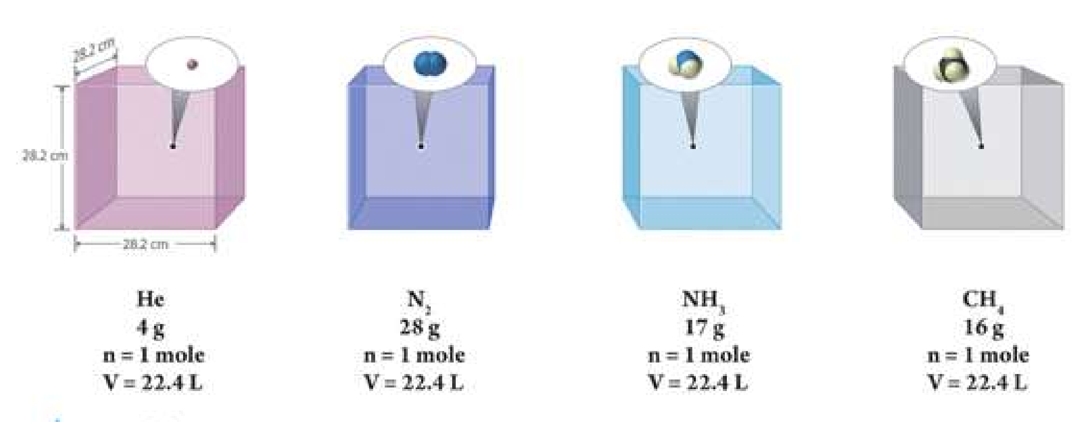


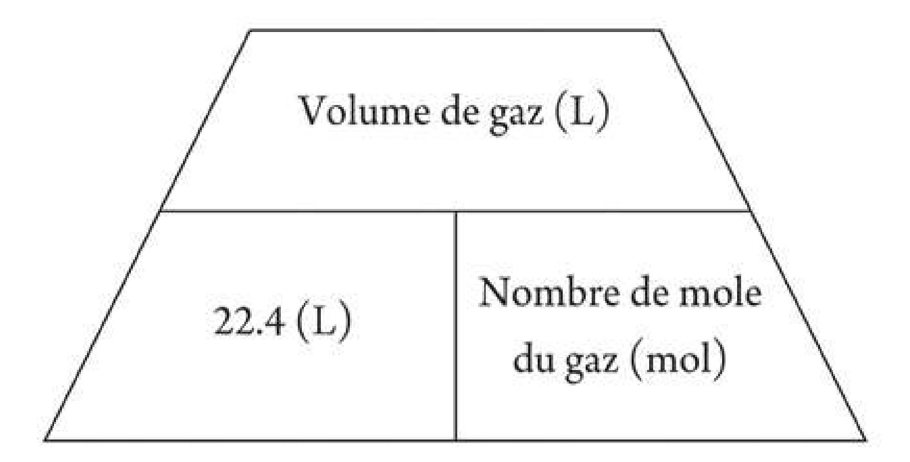
Figure (8) La relation entre le nombre de moles du gaz et son volume dans les conditions standards

Loi d'Avogadro : Le volume d'un gaz est directement proportionel au nombre de moles quand la pression et la température sont fixes.

Ainsi il est possible d'exprimer la relation entre le nombre de moles du gaz et son volume dans les conditions standards de pression et de température comme suit :



Volume du gaz à TPN = nombre de moles du gaz × 22.4 L



Exemple:

Calculer le volume du gaz oxygène nécessaire pour produire 90 g d'eau en réagissant avec une quantité abondante de l'hydrogène dans les conditions standards de TPN. [O = 16 , H = 1]

Solution:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(\ell)}$$

2 mole 1 mole 2 mole

Une mole d'eau = 16 + 1 × 2 = 18 g

De l'équation nous trouvons que :

1 mole de $O_2 \longrightarrow$ 2 moles de H_2O

X mole de $O_2 \longrightarrow$ 90 g de H_2O

$\therefore$ X (nombre de moles de l'oxygène) = $\frac{1 \times 90}{36}$ = 2.5 moles

$\therefore$ Volume du gaz oxygène = 22.4 × 2.5 = 56 L

Hypothèse d'Avogadro : les volumes égaux des différents gaz dans les mêmes conditions de pression et de température renferment le même nombre de molécules.

Ceci veut dire qu'une mole de n'importe quel gaz dans les conditions standards de température et de pression (T.P.N.) occupe un volume de 22.4 L et renferme 6.02×10^{23} molécules de ce gaz. Si le nombre de moles est dédoublé, le volume se dédouble aussi et le nombre de moles se dédouble aussi.

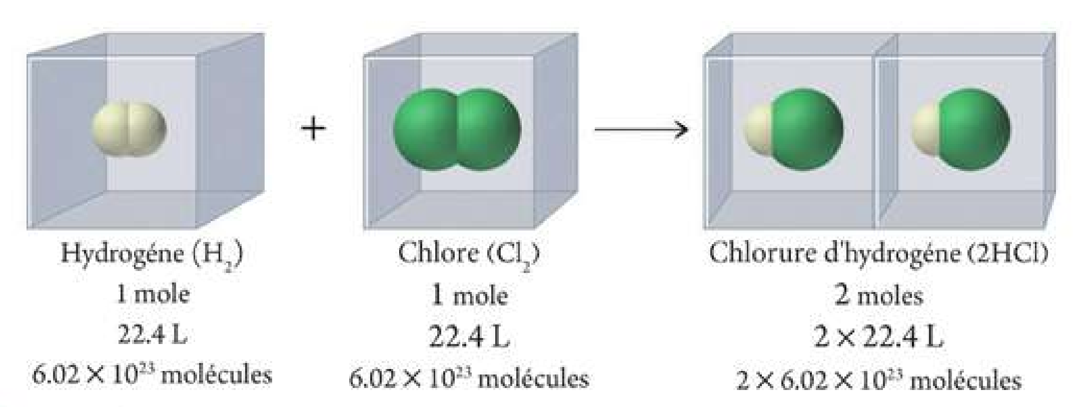


Figure (11) Les volumes des gaz qui entrent et qui sont produits de la réaction sont dans un rapport déterminé

De ce qui précède : il est possible de mettre plusieurs concepts de la mole tels que :

- Masse atomique, moléculaire, ionique ou l'unité formulaire ou l'unité formulaire exprimé en gramme.
- Nombre fixe de molécules ou d'atomes ou d'ions ou l'unité formulaire qui équivaut 6.02×10^{23}.
- Volume de 22.4 L d'un gaz dans les conditions standards de température et de pression (T.P.N.)

> La mole : c'est la quantité de matière qui renferme le nombre d'Avogadro (6.02×10^{23}) atomes ou molécules ou ions ou les unites formulaires de la matière





Deuxième leçon : Calcul de la formule chimique

Résultats de l'apprentissage

A la fin de cette leçon, l'élève sera capable :

- ✓ De calculer le pourcentage en poids des constituants de la matière en profitant de sa formule chimique ou les résultats expérimentalux.
- ✓ De déduire la formule primaire et la formule moléculaire d'un composé en profitant des résultats expérimentaux.
- ✓ De calculer le pourcentage du produit réel par rapport au produit théorique qui est calculé de l'équation chimique équilibrée.

le pourcentage massique

Les tickets qui sont collés sur les boites de conserves et l'eau minérale, de même les brochures qui se trouvent à l'intérieure des boites de médicament deviennent d'une grande importance et essentiel pour la sensibilisation des consommateurs en ce qui concerne les constituants de ces matières.

Généralement les pourcentages sont utilisés , ce qui veut dire le nombre d'unités dans une partie par rapport à chaque 100 unités du total. Dans les calculs chimiques il est possible d'utiliser le terme pourcentage pour calculer le taux de chaque constituant dans l'échantillon. En calculant le taux du nitrogène dans l'engrais nitrate d'ammonium NH_4NO_3 , il faut savoir combien de gramme de nitrogène se trouve t'il dans 100 g de l'engrais. Nous pouvons déterminer ceci en ayant recours à la formule moléculaire de la matière ou a travers les résultats expérimentaux obtenus pratiquement.

$$\text{Le pourcentage massique de l'élémcnt} = \frac{\text{Masse de l'élémcnt dans l'échantillon}}{\text{Masse totale de l'échantillon}} \times 100\ \%$$



Ajoute à tes connaissances



Il est possible de calculer le taux de l'élément dans le composé en connaissant la masse moléculaire atomique de l'élément et la masse moléculaire du composé de la relation.

$$\text{Le taux de l'élément} = \frac{\text{Masse de l'élément en gramme dans 1 mole du composé}}{\text{Masse d'une mole du composé}} \times 100\ \%$$

La masse moléculaire du nitrate d'ammonium $NH_4NO_3 = (O) \times 3 + (N) \times 2 + (H) \times 4$

$= 16 \times 3 + 14 \times 2 + 1 \times 4 = 80$ g

Cette masse renferme à l'intérieur 2(N) c'est-à-dire $2 \times 14 = 28$ g de nitrogène

$$\%\ N = \frac{\text{Masse molaire du nitrogène (28) en g}}{\text{Masse molaire du nitrate d'ammonium (80)g}} \times 100 = 35\%$$

Calcul le taux de l'oxygène et l'hydrogène par la même méthode.

Le total des taux des éléments dans le composé doit égaler 100 dans le nitrate d'ammonium nous trouvons que le taux du nitrogène 35 % + le taux de l'oxygène 60 % + le taux de l'hydrogène 5 % = 100 %

Remarque que



Il est possible de calculer la masse de l'élément en connaissant son pourcentage dans le composé.

Il est possible de calculer le nombre de moles de chaque élément dans le composé en connaissant son pourcentage et la masse moléculaire du composé.

Exemple:

Calculer le nombre de moles de carbone qui se trouve dans un composé organique formé seulement de carbone et hydrogène sachant que le taux de carbone dans le composé est 85.71% et la masse moléculaire du composé 28 g. (C = 12 , H = 1)

Solution:

$$\text{Masse du carbone} = \frac{\text{taux du carbone} \times \text{masse moléculaire du composé}}{100} = \frac{85.71 \times 28}{100} = 24\ \text{g}$$

$\therefore$ Nombre de moles du carbone $= \frac{24}{12} = 2$ moles

Réfléchit et déduit

Dans l'exemple précédent calcul le nombre de moles de l'hydrogène puis déduit la formule chimique de ce composé.



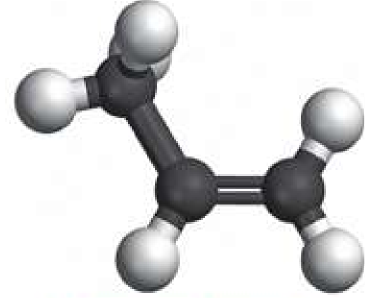
Calcul de la formule chimique

Les formules chimiques sont classées en plusieurs genres tels que la formule primaire, la formule moléculaire et la formule structurale. Il est possible d'utiliser le calcul chimique pour exprimer la formule primaire et la formule moléculaire.

La formule primaire : C'est la formule qui indique le taux le plus simple des nombres entiers entre les atomes des éléments qui forment la molécule du composé.

C'est simplement une statistique proportionnelle du nombre des atomes ou les moles des atomes dans les molécules ou les unités formulaires du composé.

Exemple : La formule moléculaire qui exprime le composé propylène, c'est C_3H_6. Ceci veut dire que la molécule est formée de 6 atomes d'hydrogène et 3 atomes de carbone, c'est-à-dire dans le taux de 6(H) : 3(C) ; en simplifiant ce taux à la moindre valeur possible en divisant par (3), le taux devient 2(H) : 1(C) ; ainsi la formule primaire de ce composé est CH_2



▲ Figure (11) Le propylène



Remarque que



La formule primaire dans ce cas n'exprime pas la structure réelle de la molécule, mais démontre seulement le rapport entre ces constituants.

Dans certains cas, la formule primaire exprime la formule moléculaire comme dans le cas des molécules monoxyde de carbone CO et l'oxyde nitrique NO.

Plusieurs composes peuvent avoir la meme formule primaire tels que l'acétylène C_2H_2 et le benzene aromatique C_6H_6 , car leur formule primaire est CH.

Il est possible de calculer la formule primaire du composé en connaissant le taux des éléments qui le forment , en considérant que le taux représente les masses de ces éléments qui se trouvent dans 100 g du composé.



Livre des activités et des exercices
Le pourcentage et la formule chimique



Exemple:

Calcul la formule primaire d'un composé qui contient 25.9% de nitrogène et 74.1% d'oxygène sachant que (N = 14 , O = 16).

La solution:

Nombre de moles du nitrogène = $\frac{25.9}{14}$ = 1.85 moles

Nombre de moles de l'oxygène = $\frac{74.1}{16}$ = 4.63 moles

Le rapport entre le nombre de moles de l'oxygène O :nombre de moles du N est 4.63 : 1.85 en divisant par le plus petit nombre pour obtenir le plus simp le rapport.

$$N : O$$
$$\frac{1.85}{1.85} : \frac{4.63}{1.85}$$
$$1 : 2.5$$

Ce rapport n'exprime pas la formule primaire mais en multipliant par le facteur (2), la formule primaire devient N_2O_5.

La formule moléculaire : C'est la formule symbolique de la molécule d'un élément, d'un composé ou d'une unité formulaire qui exprime le genre et le nombre réel des atomes ou des ions qui forment cette molécule ou cette unité.

Il est possible de calculer la formule moléculaire d'un composé en connaissant sa masse moléculaire et le calcul de sa formule primaire en multipliant par le nombre d'unité de la formule primaire.

Remarque que



$$\text{Nombre d'unité de la formule primaire} = \frac{\text{Masse moléculaire du composé}}{\text{Masse moléculaire de la formule primaire}}$$

Exemple:

Les analyses chimiques ont prouvé que l'acide acétique (le vinaigre) renferme 40% du carbone, 6.67% d'hydrogène et 53.33% d'oxygène. Si la masse moléculaire de l'acide est 60 g, déduit la formule moléculaire de l'acide sachant que (O = 16 , H = 1 , C = 12).



Solution:

	O	H	C
Calcul du nombre de moles =	$\frac{53.33}{16}$	$\frac{6.67}{1}$	$\frac{40}{12}$
	3.33	6.67	3.33

En divisant sur le plus petit nombre de moles

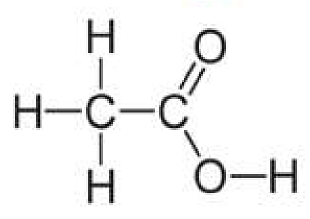
Le rapport entre le nombre de moles =	1 :	2 :	1
La formule primaire =	O	H_2	C

Calcul de la masse moléculaire de la formule primaire = $16 + 1 \times 2 + 12 = 30$

Calcul du nombre d'unité de la formule primaire = $\frac{60}{30} = 2$

La formule moléculaire du composé = La formule primaire × nombre d'unités

$$= CH_2O \times 2 = C_2H_4O_2$$



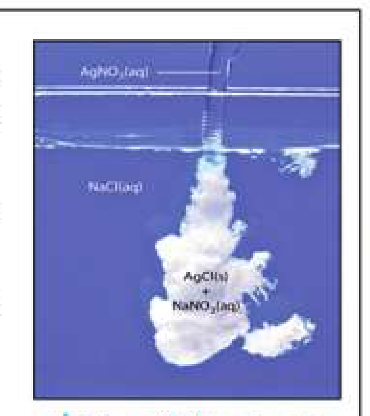
▲ Figure (12) Acide acétique

Le produit réel et le produit théorique

Cherche toi-même

20 g du sel chlorure de sodium sont dissouts dans une quantité suffisante d'eau et en ajoutant une solution de nitrate d'argent, il se précipite 45 g de chlorure d'argent.

- Peut-on mathématiquement s'assurer que ces résultats sont justes ?
- S'il y a une différence entre les résultats calculés et les résultats réels. Comment interpréter ceci ?



▲ Figure (13) Le précipité blanc de AgCl



En faisant une réaction chimique pour obtenir une matière chimique déterminée, à ce moment l'équation de la réaction détermine théoriquement les quantités obtenues de la matière et ce qu'il faut utiliser des réactifs par les unités de moles, de grammes ou autres. Mais pratiquement, après avoir accomplit la réaction, nous trouvons que la quantité obtenue qui est nommée produit réel est généralement inférieure que la quantité calculée ou attendue théoriquement. Les causes de ceci sont abondantes telles que :

- La matière obtenue est volatile, ainsi une partie s'échappe.
- Une matière de la matière obtenue se colle sur les parois du tube de la réaction.
- Quelques réactions secondaires ont lieu qui consomment les produits eux même.
- Les matières utilisées dans la réaction ne sont pas suffisemment pures.

La quantité calculée ou attendue basée sur l'équation de la réaction est nommée produit théorique. Il est possible de calculer le taux du produit réèl de la relation suivante.

$$\text{Le taux du produit réèl} = \frac{\text{Le produit réèl}}{\text{Le produit théorique}} \times 100\ \%$$

Exemple:

L'alcool méthylique est obtenu sous une pression élevée de la réaction suivante :

$$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} CH_3OH_{(l)}$$

S'il se produit 6.1 g d'alcool, méthylique de la réaction de 1.2 g d'hydrogène avec une quantité suffisante de monoxyde de carbone , calculer le taux du produit réel (H = 1, O = 16, C = 12)

La solution:

La masse moléculaire de $CH_3OH = 1 \times 4 + 16 + 12 = 32$ g

2 moles de $H_2 \xrightarrow{\text{Produisent}}$ 1 mole de CH_3OH

$4\text{ g} \xrightarrow{\text{Produisent}} 32\text{ g}$

$1.2\text{ g} \xrightarrow{\text{Produisent}} X\text{ g}$

$\therefore$ X (masse de CH_3OH théorique) $= \frac{32 \times 1.2}{4} \times 100 = 9.6$ g

$\therefore$ Le taux du produit réel $= \frac{6.1}{9.6} \times 100 = 63.54\ \%$

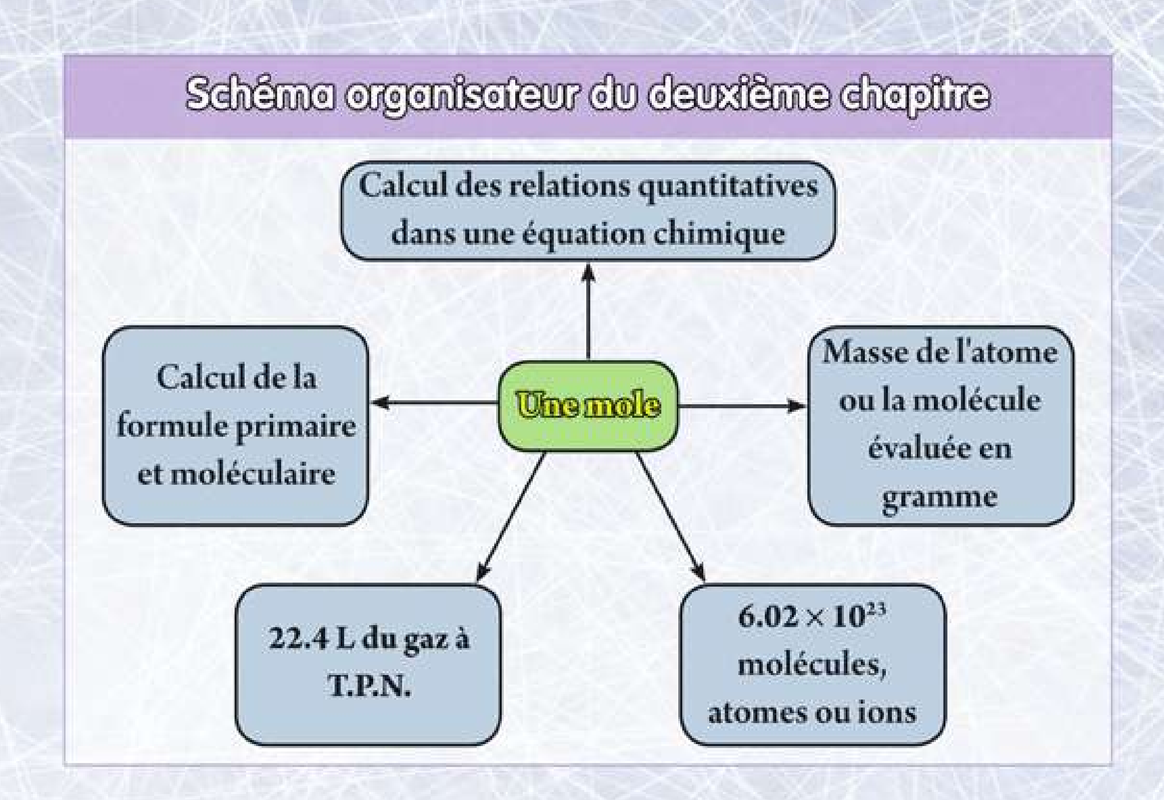
Recherche et apprend



Coopère avec un groupe de tes copains à faire une recherche concernant la mole et son utilisation dans les calculs chimiques. Profite de l'internet et quelques bouquins dans la bibliothèque de l'école.

Les termes essentiels dans la deuxième leçon

- **L'équation chimique :** exprime les symboles et les formules chimique des réactifs et des produits et les conditions de la réaction.
- **Le nombre d'Avogadro :** c'est le nombre d'atomes, de molécules ou d'ions dans une mole de la matière.
- **Une mole :** masse de l'atome ou la molécule ou l'ion ou l'unité formulaire exprimée en gramme et qui renferme le nombre d'Avogadro d'atomes , de molecules , ou d'unites formulaires.
- **La formule primaire :** c'est la formule qui exprime le moindre rapport entre les atomes des éléments qui forment le composé.
- **La formule moléculaire :** c'est la formule symbolique de la molécule de l'élément ou le composé ou l'unité formulaire qui exprime le genre et le nombre des atomes ou des ions qui forment la molécule ou l'unité formulaire.
- **Le produit théorique :** c'est la quantité de la matière calculée en se basant sur l'équation de la réaction.
- **Le produit réèl :** c'est la quantité de la matière que nous obtenons pratiquement de la réaction.



Troisième chapitre

Les objectifs généraux du troisième chapitre :

A la fin de ce chapitre, l'élève sera capable de :

- Pouvoir expliquer ce que veut dire solution et pouvoir distinguer les différents genres de solution par des expériences pratiques.
- Décrire l'opération de dissolution, les facteurs qui l'affectent et les variations thermiques qui l'accompagne.
- Pouvoir exprimer la concentration des solutions par différentes méthodes.
- Calculer la concentration de la solution par l'une des unités de la concentration.
- Reconnaitre les propriétés généraux des solutions "solide dans un liquide".
- Représenter une relation graphique entre la concentration de la solution la pression de vapeur et le changement dans le point d'ébullition et de solidification.
- Comparer les solutions et les colloïdes en ce qui concerne le volume des constituants.
- Préparer quelques colloïdes simples et montrer leur importance dans notre vie journalière.
- Pouvoir expliquer ce que veut dire acide et base et leur classification.
- Comparer entre les différentes théories pour définir l'acide et la base.
- Distinguer les acides et les bases en utilisant les indicateurs et l'échelle pH.
- Reconnaitre les méthodes de formation des sels, les nommer et l'échelle pH de leurs solutions.

Leçons du troisième chapitre:

1. Les solutions et les colloïdes
2. Les acides et les bases

Problèmes inclus : l'usage correct des ressources

En regardant le milieu qui est autour de nous, tu trouvera que nous vivons dans un monde de solutions. L'air que nous inspirons c'est une solution énorme de gaz, les mers et les océans ne sont que des solutions aqueuses d'un grand nombre de sels dissous.

Les roches et les minéraux qui se trouvent dans l'écorce terrestre sont des solutions solides, les cellules des êtres vivants renferment de l'eau et des matières dissoutes.

Le sang qui circule dans nos vaisseaux sanguins et le plasma sont des solutions.

Il y en a plusieurs genres de solutions, quelques-unes sont acides comme les jus, et les agrumes; d'autres sont basiques comme l'eau de mer et les détergents liquides.

Ainsi il est essentiel de connaitre quelques choses des solutions pour comprendre le monde dans lequel nous vivons et les êtres vivants qui l'habitent.



Les solutions - les acides et les bases

Les termes essentiels :

- Solution
- Mélange
- Colloïde
- Homogène
- Hétérogène
- Saturé
- Concentration
- Molarité
- Molalité
- Pourcentage
- Acide
- Base
- Alcali
- Sel
- Indicateur



Première leçon : Les solutions et les colloïdes

Résultats de l'apprentissage

A la fin de cette leçon, l'élève sera capable :

- ✓ Pouvoir expliquer ce que veut dire solution et distinguer entre les genres de solution par des expériences pratiques.
- ✓ Décrire l'opération de dissolution (solide dans un liquide) et les facteurs qui l'accompagnent.
- ✓ Pouvoir exprimer la concentration des solutions par les différents moyens.
- ✓ Calculer la concentration d'une solution en utilisant des données.
- ✓ Connaitre les propriétés générales des solutions solides dans un liquide) pression de vapeur - point d'ébullition - point de solidification.
- ✓ Représenter la relation graphique entre la concentration de la solution , la pression de vapeur et le changement dans le point d'ébullition et de solidification.
- ✓ Comparer entre les solutions et les sy stémes colloïdales.
- ✓ Préparer certains colloïdales simples.
- ✓ Démontrer l'importance des colloïdales dans notre vie.

En ajoutant le sel de cuisine ou le chlorure de cobalt II ou le sucre dans l'eau, ils se dissolvent formant un mélange homogène nommé solution tandis que ces matières ne se dissolvent pas dans le kérosène et il est possible de distinguer chaque constituant l'un de l'autre ainsi ils sont hétérogènes et nommés suspensions. Si le mélange groupe les propriétés de la solution et la suspension, il est nommé colloïde dont nous pouvons distinguer ses composants par le microscope comme le lait, le sang, les aérosols, le gel des cheveux et la mayonnaise.



▲ Figure (1) Le chlorure de cobalt (II) dans l'eau est une solution



▲ Figure (2) L'huile dans l'eau est une suspension



▲ Figure (3) Le lait est un colloïdes

Les solutions

Les solutions sont essentielles dans les opérations vitales qui ont lieu chez les êtres vivants. Parfois elles sont une condition principale pour accomplir des réactions chimiques déterminées. Si tu analyse n'importe quels deux échantillons de la même solution ; tu trouveras qu'ils renferment les mêmes matières avec les mêmes quantités, ce qui assure l'homogénéité à l'intérieure de la solution. Comme preuve de ceci la saveur douce de la solution du sucre dans l'eau dans n'importe quelle partie.

La solution : C'est un mélange homogène de deux matières ou plus

Dans la solution, le composant qui a le plus grand pourcentage est nommé solvant et celui qui a le plus petit pourcentage est nommé soluté.

Genres de solutions

Quelques uns croient que le mot solution est lié à l'état liquide de la matière mais la classification des solutions a lieu selon l'état physique du solvant comme le démontre le tableau suivant :

<table>
<tr><th>Genre de la solution</th><th>L'état du solvant</th><th>L'état du soluté</th><th>Exemples</th></tr>
<tr><td>Gaz</td><td>Gaz</td><td>Gaz</td><td>L'air - le gaz naturel</td></tr>
<tr><td rowspan="3">Liquide</td><td>Gaz</td><td rowspan="3">Liquide</td><td>Les boissons gazeuses - l'oxygène dissout dans l'eau</td></tr>
<tr><td>Liquide</td><td>L'alcool dans l'eau - l'éthylène glycol (anti - congélation) dans l'eau</td></tr>
<tr><td>Solide</td><td>Le sucre ou le sel dans l'eau</td></tr>
<tr><td rowspan="3">Solide</td><td>Gaz</td><td rowspan="3">Solide</td><td>L'hydrogène dans le platine ou le palladium</td></tr>
<tr><td>Liquide</td><td>Amalgame d'argent $Ag_{(s)}$ / $Hg_{(\ell)}$</td></tr>
<tr><td>Solide</td><td>Les alliages comme l'alliage nickel-chrome</td></tr>
</table>

▲ **Tableau (1)** Genres de solutions

Nous nous concentrerons dans notre étude dans cette partie sur le genre du solide dans un liquide dans lequel l'eau est le solvant.

Ajoute à tes connaissances



L'électronégativité : C'est le pouvoir de l'atome d'attirer vers lui les électrons de la liaison.

La liaison polaire : C'est une liaison covalente entre deux atomes qui diffèrent dans leur électronégativité. L'atome le plus électronégatif porte une charge partielle négative δ^- et l'autre porte une charge partielle positive δ^+.

les molécules polaires : Ce sont des molécules qui ont une extrémité qui porte une charge partielle positive δ^+ et l'autre extrémité porte une charge partielle négative δ^- ceci dépend de la polarité des liaisons, sa forme dans l'espace et les angles entre les liaisons.

L'eau est un solvant polaire :

Les liaisons qui existent dans la molécule d'eau sont des liaisons polaires à cause de la grande valeur de l'électronégativité de l'oxygène que celle de l'hydrogène. L'atome d'oxygène porte une charge partielle négative tandis que l'hydrogène porte une charge partielle positive, ainsi que l'angle entre les liaisons dans la molécule d'eau est évaluée à 104.5° ainsi la molécule d'eau se caractérise par une grande polarité.

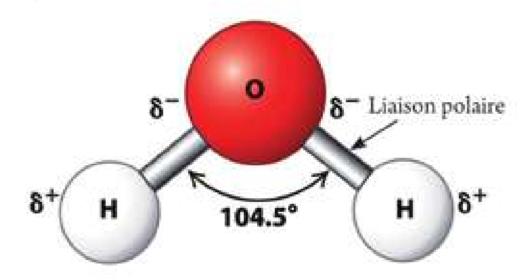


Figure (4) L'angle entre les liaisons dans la molécule d'eau

Les solutions électrolytes et non-électrolytes :

Les électrolytes : Ce sont les matières qui conduisent le courant électrique soit en soluton soit en fusion à cause du mouvement des ions libres.

Les électrolytes sont divisés en :

- **Electrolytes forts :** conduisent le courant électrique d'une façon considérable car ils sont complètement ionisés c'est-à-dire que toutes leurs molécules se dissocient en ions; comme par exemple :

- ✓ Les composés ioniques comme le chlorure de sodium NaCl et l'hydroxyde de sodium NaOH.
- ✓ Les composés covalents polaires comme l'acide chlorhydrique HCl qui conduit le courant électrique en cas de solution dans l'eau tandis que le gaz chlorure d'hydrogène à l'état gazeux ne conduit pas le courant électrique.



Remarque que

Durant la dissolution du gaz chloure d'hydrogène dans l'eau et le détachement de l'ion hydrogène, celui-ci ne se trouve pas à la forme libre mais se lie à la molécule d'eau formant l'ion hydronium H_3O^+ comme le montre l'équation suivante :



$$HCl_{(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

- **Les électrolytes faibles :** qui conduisent le courant faiblement car leur ionisation est incomplète, c'est-à-dire une petite partie des molécules se dissocie en ions comme par exemple l'acide acétique CH_3COOH et l'hydroxyde d'ammonium (solution d'ammoniac) NH_4OH dans l'eau.

Les non-électrolytes : Ce sont des matières dont leur solution ou à l'état de fusion ne conduisent pas le courant électrique à cause de l'absence des ions libres.

Ce sont des composés qui n'ont pas le pouvoir de s'ioniser tels que le sucre et l'alcool éthylique.



Livre des activités et des exercices

Les solutions électrolytes et non electrolytes

L'opération de dissolution :

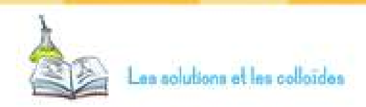
Les matières qui se dissolvent facilement dans l'eau constituent les composés ioniques et polaires tandis que les molécules non-polaires comme le méthane, l'huile, la graisse ou les lipides et le benzène, toutes sont insolubles dans l'eau malgré qu'elles peuvent se dissoudre dans le benzène. Pour comprendre cette variation, il faut savoir plus la structure du solvant et du soluté et les moyens d'attraction entre eux pendant la dissolution.

Les molécules d'eau sont en état de mouvement continuel à cause de leur grande énergie cinétique. En plaçant un cristal de chlorure de sodium NaCl comme exemple d'un composé ionique dans l'eau, à ce moment les molécules d'eau qui sont polaires se cognent au cristal et attirent les ions du soluté.

La dissolution du chlorure de sodium commence dès la séparation des ions sodium Na^+ et les ions chlorure Cl^- loin du cristal. La solution est formée d'ions ou de molécules dont le diamètre varie entre 1 et 0.01 nanomètre répartis d'une façon régulière à l'intérieur de la solution qui devient ainsi régulière et homogène dans sa composition et ses propriétés, ainsi la lumière peut s'infiltrer à travers la solution.

Mais en plaçant peu de sucre dans l'eau , les molécules de sucre polaires se séparent et se lient avec les molécules d'eau polaires par des liaisons hydrogénées et la dissolution a lieu.

La dissolution : C'est une opération qui a lieu quand le soluté se dissocie en ions négatifs et ions positifs ou en molécules polaires séparées de façon que chacun d'eux s'entoure des molécules du solvant.



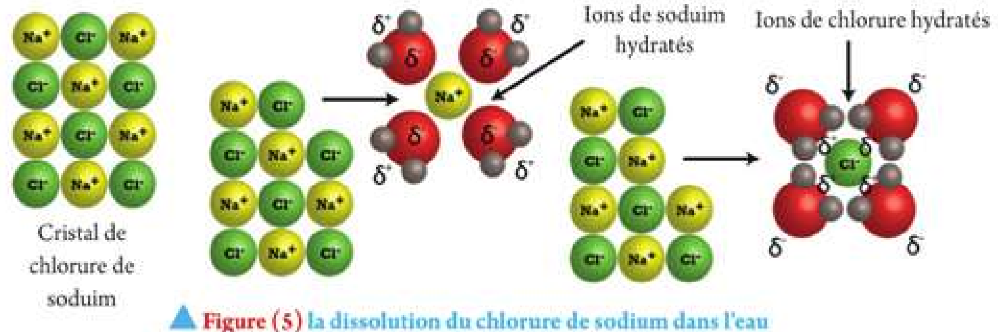


Figure (5) la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau

Il est possible de régler la vitesse de la dissolution au moyen de quelques facteurs tels que la superficie de la surface, l'agitation et la température.

Comment l'huile se dissout dans le benzène?

Chacun d'eux est formé de molécules non-polaires. En les mélangeant les molécules d'huile ou de graisse se repartissent entre les molécules du benzène à cause de la faiblesse des liaisons entre ses molécules et se stabilise formant une solution. Comme princepe les solvants polaires dissolvent les composés ioniques et les molécules polaires tandis que les solvants non-polaires dissolvent les composés non-polaires. Cette relation peut être résumée en disant que les objets similaires se dissolvent ensemble.

La solubilité :

La solubilité veut dire le pouvoir d'un soluté de ce dissoudre dans un solvant déterminé ou le pouvoir d'un solvant de dissoudre un soluté quelconque.

La solubilité : C'est la masse du soluté en gramme qui se dissout dans 100 g du solvant pour former une solution sotureé dans les conditions standards

Les facteurs qui affectent la solubilité :

1. La nature du solvant et du soluté :

Il y'a un principe essentiel qui contrôl l'opération de la solubilité qui est le ressemblant dissout le ressemblant qui veut dire que le solvant polaire dissout les solutés polaires ou ioniques tel que la dissolution du nitrate de Nickel (matière ionique) dans l'eau (solvant polaire) , tandis que les solvants non polaires (organique) dissolvent les solutés non polaires tel que la dissolution de l'iode (matière non polaire) dans dichloro méthane (matière organique).



2. La témperature :

La solubilité de la plupart des corps solides , augmente avec l'élèvation de la température du solvant , ainsi par exemple est démontré dans le graphique en face qui montre que la dissolution du nitrate de potassium augmente avec l'élèvation de température. A la température de 0°C elle etait 12 g et à la témperature de 52°C elle est devenue 100 g.

Dans quelques sels l'effet de la température sur la dissolution est faible tels que NaCl et dans d'autres cas la dissolution diminue avec l'élèvation de température.

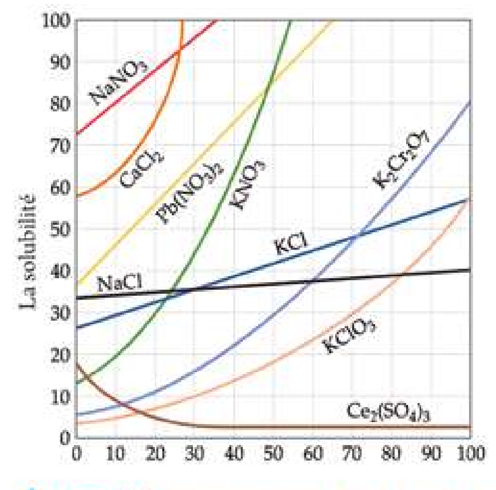


Figure (6) La relation entre le solubilité et la température

Il est possible de classer la solution selon le degré de saturation en :

- **Solution insaturée :** C'est la solution dont le solvant accepte l'addition d'une nouvelle quantité du soluté.
- **Solution saturée :** C'est la solution dont le solvant renferme le maximum de soluté à une température déterminée.
- **Solution sursaturée :** C'est la solution qui accepte un surplus du soluté après avoir atteint le cas de saturation. Il est possible d'obtenir cette solution en chauffant la solution saturée et l'addition d'un surplus de soluté. En laissant refroidir, les molécules de la matière solide en plus se séparent, le même cas se présente en ajoutant un petit cristal de la matière solide dissoute, à ce moment les molécules en plus se groupent sur ce cristal sous forme de cristaux.

La concentration des solutions :

Comme la solution est un mélange donc ces constituants ne sont pas à quantité limité, ainsi il est possible de contrôler la quantité du soluté à l'intérieur d'une quantité déterminée du solvant, ce qui affecte la concentration de la solution. Nous utilisons le mot solution concentré quand la quantité du soluté est grande (mais pas plus grande que le solvant). Nous utilisons le mot solution diluée quand la quantité du soluté est petite par rapport à la quantité du solvant. Il y en a plusieurs moyens pour exprimer la concentration telle que le pourcentage, la molarité, la molalité.



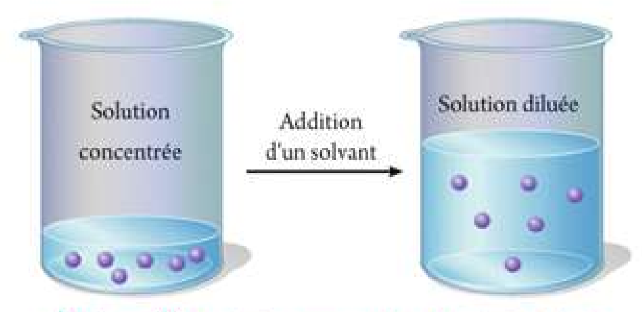


Figure (7) la solution concentrée et la solution diluée

Le pourcentage :

L'usage du pourcentage pour calculer la concentration dépend de la nature du solvant et du soluté:

$$\text{Le pourcentage (V/V)} = \frac{\text{Volume du soluté}}{\text{Volume de la solution}} \times 100$$

$$\text{Le pourcentage (m/m)} = \frac{\text{Masse du soluté}_{(g)}}{\text{Masse de la solution}_{(gl)}} \times 100$$

Sachant que la masse de la solution = masse du soluté + masse du solvant

A cause de la présence de plusieurs genres de pourcentage dans les solutions, ainsi il est nécessaire de mettre sur les différents produits des unités qui expriment le pourcentage tels que les tickets sur les matières nutritives, les médicaments et autres.



Figure (8) Le pourcentage en se basant sur la masse ou le volume

Exemple:

Calcul le pourcentage en masse (m/m) de la solution obtenue de la dissolution de 20 g de NaCl dans 180 g d'eau

La solution:

Masse de la solution = 20 + 180 = 200 g

$$\text{Le pourcentage en masse (m/m)} = \frac{\text{Masse du soluté (g)}}{\text{Masse de la solution (g)}} \times 100\,\%$$

$$= \frac{20\text{ g}}{200\text{ g}} \times 100\,\% = 10\,\%$$



La molarité (M) :

Il est possible d'exprimer la concentration de la solution en utilisant le terme molarité.

La molarité = nombre de moles dissouts dans un litre de la solution

Elle est évaluée par l'unité mole/L ou molaire (M)

$$\text{La molarité (M)} = \frac{\text{Nombre de moles (mol)}}{\text{Volume de la solution (L)}}$$

Exemple:

Calcul la concentration molaire d'une solution de sucre de canne $C_{12}H_{22}O_{11}$ dans l'eau sachant que la masse du sucre dissoute est 85.5 g dans une solution d'un volume de 0.5 L .
(C = 12 , H = 1 , O = 16).

La solution:

La masse molaire du sucre de canne = $16 \times 11 + 1 \times 22 + 12 \times 12 = 342$ g / mol

$$\text{Le nombre de moles du sucre} = \frac{85.5 \text{ g}}{342 \text{ g / mol}} = 0.25 \text{ mole}$$

$$\text{La molarité (M)} = \frac{0.25 \text{ mole}}{0.5 \text{ L}} = 0.5 \text{ mole / L}$$

La molalité (m) :

La molalité : nombre de moles du soluté dans un kilogramme du solvant

Elle est évaluée par l'unité mole/kg et elle calculée par la relation

$$\text{Molalité m (mole/kg)} = \frac{\text{Nombre de moles du soluté (mol)}}{\text{Masse du solvant (kg)}}$$

Exemple:

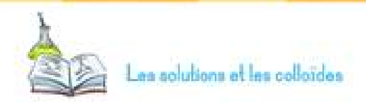
Calcul la molalité d'une solution préparée en faisant dissoudre 20 g d'hydroxyde de sodium dans 800 g d'eau sachant que (Na = 23 , H = 1 , O = 16)

La solution:

Masse molaire de NaOH = 1 + 16 + 23 = 40 g / mole

$$\text{Le nombre de moles de NaOH} = \frac{20}{40} = 0.5 \text{ mol}$$

$$\text{La molalité (m)} = \frac{0.5}{0.8} = 0.625 \text{ mol / kg}$$



Les propriétés collectives des solutions :

Les propriétés du solvant pur diffèrent de ces propriétés en dissolvant une matière solide non volatile en un groupe de propriétés liées ensemble comme la pression de vapeur, le degré d'ébullition et le degré de solidification.

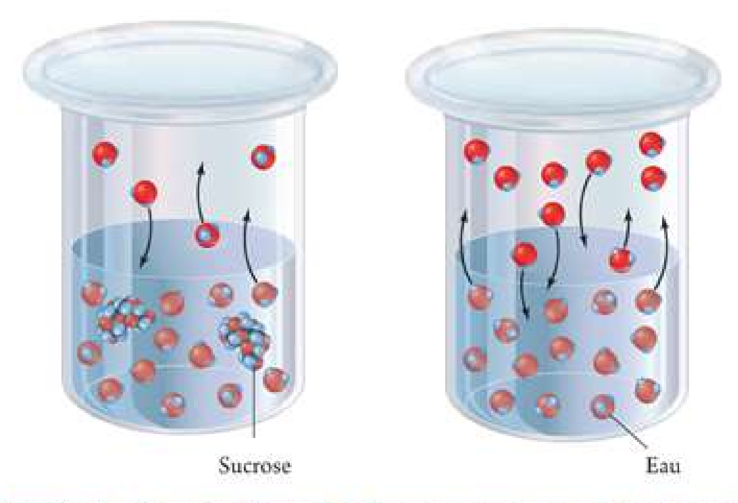
La pression de vapeur :

La pression de vapeur : C'est la pression affectée par la vapeur quand la vapeur est en état d'équilibre dynamique avec le liquide dans un récipient clos à une température et pression fixes.

La pression de vapeur dépend de la température du liquide, tant que la température du liquide augmente, tant que le taux d'évaporation augmente et la pression de vapeur du liquide augmente. Si la température continue à hausser jusqu'à ce que la pression de vapeur soit égale à la pression atmosphérique, à ce moment le liquide commence à bouillir. Le point d'ébullition dans ce cas est nommé le point d'ébullition naturel. Il est possible de reconnaitre la degré de pureté d'un liquide si son degré d'ébullition égal son degré d'ébullition naturel. Dans le solvant pur, les molécules de la surface exposées complètement à l'évaporation concernant ce liquide et les seules forces qu'il faut vaincre, sont les forces d'attraction entre les molécules du solvant. En ajoutant un soluté, la pression de vapeur du solvant diminue car quelques molécules de la surface deviennent molécules du solvant ce qui diminue la surface du soluté exposée à l'évaporation, de même les forces d'attractions entre les molécules du solvant et du soluté deviennent plus grandes que celles entre les molécules du solvant. La pression de vapeur est basée sur le nombre de particules du solvant et non pas sa composition ou ses propriétés.



▲ Figure (9) Vitesse de l'évaporation = vitesse de la condensation

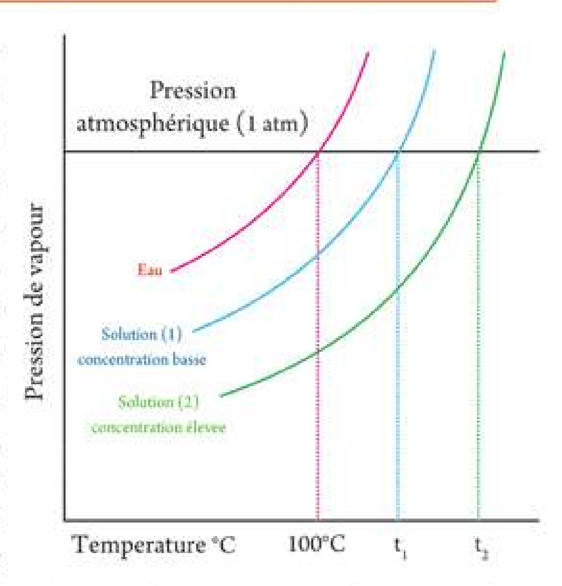


▲ Figure (10) Le degré d'ébullition du solvant pur est moins que celui de la solution



Le degré d'ébullition :

Le degré ou le point d'ébullition normal: C'est la température à laquelle la pression de vapeur du liquide est égale à la pression atmosphérique



L'eau pure bout à 100°C mais l'eau salée n'est pas comme ça car l'addition du sel à l'eau augmente le point d'ébullition de la solution que celui de l'eau pure ; car les particules du sel causent la diminution des molécules d'eau qui s'échappent de la surface, ainsi la pression de vapeur diminue et ainsi l'eau a besoin d'une plus grande énergie et son point d'ébullition augmente. Ceci se répète avec n'importe quel soluté non volatil qui est ajouté au solvant. Dans le graphique en face t_1 représente le point d'ébullition de la solution (1) et t_2 représente le point d'ébuillition de solution (2) Par exemple une solution 0.2 M du sel de cuisine NaCl subit le même changement qui a lieu à une solution 0.2 M de nitrate de potassium KNO_3 car chacun d'eax produit le même nombre de moles d'ions dans la solution. Si on utilise une solution 0.2 M de carbonate de sodium Na_2CO_3, à ce moment le point d'ébullition s'élève à cause de l'augmentation du nombre de moles d'ions produites

Le point d'ébullition mesuré : la température à la quelle la pression de vapeur du liquide est égale à la pression exercée sur lui.

Le degré de solidification : (congélation) :

L'addition d'un soluté non-volatil au solvant a un effet contraire sur le degré de solidification que celui qui a lieu avec le degré d'ébullition. En ajoutant un soluté à un solvant, le degré de solidification du solvant diminue que celui de son état pur à cause de l'attraction entre le solvant et le soluté qui empêche la transformation du solvant en une matière solide.

Ainsi en ajoutant le sel sur les routes congelées, ainsi l'eau qui se trouve sur les routes ne se congèlera pas facilement ce qui empêche les voitures de glisser et ceci limitera les accidents.

La baisse dans le degré de solidification est proportionnelle au nombre de particules du soluté dissout dans le solvant et non pas sur la nature de chacun d'eux.

En ajoutant une mole (180 g) de glucose à 1000 g d'eau, la solution obtenue se congèle à -1.86°C, mais en ajoutant une mole (58.5 g) de chlorure de sodium à 1000 g d'eau, la solution obtenue se congèle à - 3.72°C car une mole de NaCl produit deux moles d'ions ce qui provoque le dédoublement de degré de solidification.



Examine tes compétences



Quel est le degré de congélation d'une solution qui contient une mole du chlorure de calcium $CaCl_2$ dans 100 g d'eau ?

Les suspensions

Ce sont des mélanges hétérogènes qui une fois laissé pour une courte durée, les particules qui forment ce mélange se précipitent à la base du récipient sans agitation. Il est possible d'observer ces particules à l'œil nu ou sous le microscope. En mettant une matière solide telle que le sable ou la poudre de craie dans l'eau et en agitant la solution puis la laisser pour quelques temps, elles se précipitent. La suspension diffère de la vraie solution et le diamètre de chaque particule de la suspension est plus grand que 1000 nanomètre. Il est possible de reconnaitre facilement deux matières au moins dans la suspension comme dans le cas de la craie et le sable de même il est possible de les séparer par filtration du mélange à ce moment le papier filtre garde les particules de craie en suspension tandis que l'eau pure traverse le papier filtre.

Les colloïdes

Ce sont des mélanges hétérogènes qui renferment des particules (apparement homogène) dont le diamètre de chacune d'elles varie entre la particule de la vraie solution et celle de la particule de la suspension, c'est-à-dire varie entre (1 : 1000 nm). La matière qui forme les particules des colloïdes est nommée le genre répandu et le milieu qui renferme les particules est nommé le milieu de propagation. On peut distinguer eutre la solution et la colloïole par la lumière; La coffoïde desperse la lumière connu'par le phénoméne candela. La figure suivante indique quelques genres

Examine tes compétences

Pourquoi il n'existe pas un système colloïdal gas dans gaz ?








▲ **Figure (11) Exemples de quelques colloïdes**



Livre des activités et des exercices

Comparaison entre les genres des solutions





Le tableau suivant démontre quelques systèmes de colloïdes qui sont déterminés selon la nature du genre répandu et le milieu de propagation et quelques applications dans notre vie :

Le système		Les usages des colloïdes dans notre vie
Le genre répandu	**Milieu de propagation**	
Gaz	Liquide	Quelques genres de crèmes et le blanc d'oeuf agité
Gaz	Solide	Quelques friandises fabriquées de sucre et de gel
Liquide	Liquide	Le colloïde huile et vinaigre - Le lait et la mayonnaise
Liquide	Gaz	La fumée des aérosols
Liquide	Solide	Le gel des cheveux
Solide	Gaz	La poussière dans l'air
Solide	Liquide	Les peintures , le sang , l'amidon dans l'eau

Tableau (2) Les systèmes colloïdes

Les propriétés des colloïdes diffèrent de celles des vraies solutions ou des suspensions. En concentrant les colloïdes ils prennent la forme du lait ou les nuages mais paraissent clairs et purs. Il en est de même en les diluant fortement. Les particules des colloïdes ne peuvent pas être saisies par le papier filtre et en les laissant quelques temps sans agitation, ils ne se précipitent pas au fond de la solution.

Moyens de préparer les colloïdes :

Parmi les moyens les plus connus pour préparer les colloïdes, la méthode de propagation et la méthode de condensation :

- La méthode de propagation : Dans ce cas la matière est subdivisée en petites parties jusqu'à atteindre le volume des particules des colloïdes qui sont ajoutées au milieu de propagation en agitant. (l'amidon dans l'eau)
- La méthode de condensation : Dans ce cas les petites particules sont groupées en particules plus grandes convenables et ceci par quelques opérations telles que l'oxydation ou de réduction ou hydrolyse.

$$2H_2S_{(aq)} + SO_{2(g)} \longrightarrow 3S_{(\text{solution colloïdale})} + 2H_2O_{(l)}$$





Deuxième leçon : Les acides et les bases

Résultats de l'apprentissage

A la fin de cette leçon, l'élève sera capable :

- ✓ D'expliquer ce que veut dire acide et base et leur classification.
- ✓ De comparer entre les différentes théories pour définir les acides et les bases.
- ✓ De distinguer entre les acides et les bases en utilisant les différents indicateurs.
- ✓ D'expliquer le sens du pouvoir hydrogène et ses usages.
- ✓ De reconnaitre les différents moyens de la formation des sels et l'interprétation du pouvoir hydrogène à leurs solutions.
- ✓ De pouvoir nommer les sels aux moyens de leurs radicaux.

Que veut-on dire par acide et base ?

Les acides et les bases représentent une grande partie de la vie de l'être humain comme par exemple le vinaigre qui est utilisé dans quelques aliments et les opérations de nettoyage est une solution acide qui fut découvert dans l'ancien temps. Maintenant les acides entrent dans plusieurs industries chimiques telles que les engrais, les explosifs, les médicaments, le plastique, et les accumulateurs.

Les bases aussi ont plusieurs utilisations dans la maison et les industries chimiques telles que le savon, les détergents artificiels, les médicaments, les teintures.



Détergent artificiel (base)



Le citron (acide)



Les tomates (acide)



Les pillules des médicaments quelques unes sont des acides et d'autres sont des bases

Le tableau suivant démontre quelques produits naturels et artificiels et les acides et les bases qui entrent dans leur composition ou leur préparation :

Le produit	l'acide ou la base qui entre dans la composition ou la préparation
Les agrumes (les fruits acides) (le citron, les oranges, les tomates)	L'acide citrique - l'acide ascorbique
Les produits laitiers (les fromages, le ya ourt)	L'acide lactique
Les boissons gazeuses	L'acide carbonique – l'acide phosphorique
Le savon	Hydroxyde de sodium
La soude	Bicarbonate de sodium
La soude de lessive	Carbonate de sodium hydraté

Tableau (3) Les utilisations des acides et des bases

- **l'acide :** est un composé qui a une saveur aigre, qui change la couleur de la teinture de tournesol en rouge, il réagit avec les métaux actifs et il se dégage de l'hydrogène

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

il réagit avec les sels carbonates ou bicarbonates produisant une effervescence et il se dégage le gaz dioxyde de carbone, il réagit avec les bases et donne un sel et de l'eau.

$$Na_2CO_{3(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

- **La base :** est un composé qui a une saveur astringente , a un touché savonneux, il change la couleur de la teinture tournesol en bleu, il réagit avec les acides et donne un sel et de l'eau.

Les propriétés apparentes de l'acide ou la base mènent à définir chacun d'eux expérimentalement ou éxécutivement. La définition expérimentale se base sur l'observation et ne décris pas ou n'interprète pas les propriétés non visuelles qui ont mené a ce comportement. La définition la plus globale et qui donne la chance aux savants de prédire le comportement de ces matières à travers les études et les expériences qui furent mises sous forme de théories.



Les théories qui décrivent l'acide et la base

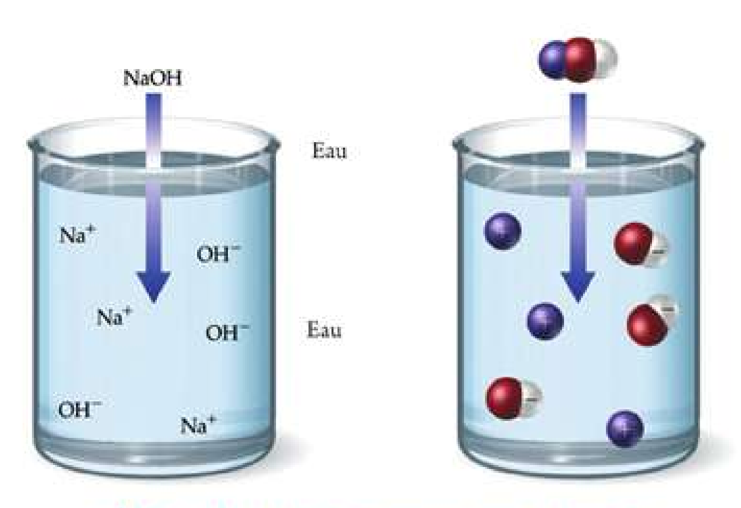
La théorie d'Arrhenius :

La conductibilité éléctrique des solutions des acides et des bases a prouvé qu'ils renferment des ions. Durant la dissolution du gaz chlorure d'hydrogène dans l'eau, il se dissocie en ions hydrogène et ions chlorure.

$$HCl_{(g)} \longrightarrow H^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

De même la dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau, il se dissocie en ions sodium et ions hydroxyde.

$$NaOH_{(s)} \longrightarrow Na^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$$



▲ **Figure (12)** **Solution d'hydroxyde de sodium dans l'eau**

La dissociation des acides et des bases dans l'eau peut prendre différentes formes. Le premier qui a remarqué ceci à la fin du dix-neuvième siècle c'est le savant Suédois Arrhenius.

$$H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow H^{+}_{(aq)} + HSO^{-}_{4(aq)}$$

$$KOH_{(aq)} \longrightarrow K^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$$

En 1887, Arrhenius a établit sa théorie qui interprète la nature des acides et des bases qui énonce que :

L'acide : C'est la matière qui se dissocie dans l'eau en donnant un ou plusieurs ions hydrogène H^+

La base : C'est la matière qui se dissocie dans l'eau en donnant un ou plusieurs ions d'hydroxyde OH^-

A travers cette théorie, nous remarquons que les acides ont tendance à augmenter la concentration des ions hydrogène H^+ dans les solutions aqueuses. Ceci exige que l'acide d'Arrhenius doit contenir de l'hydrogène comme source d'ions hydrogène comme le démontre les équations de dissociation des acides. D'autre part, les bases ont tendance à augmenter la concentration des ions hydroxydes dans les solutions aqueuses, ainsi la base d'Arrhenius doit contenir la groupe hydroxyde OH^- comme le démontre les équations de la dissociation des bases. La théorie d'Arrhenius aide à interpréter ce qui se passe durant la neutralisation de l'acide et la base pour former un composé ionique et de l'eau comme dans les équations suivantes :

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$



L'équation ionique qui exprime cette réaction selon la théorie d'Arrhenius est :

$$H^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)}$$

Ainsi l'eau est un produit essentiel durant la neutralisation de l'acide avec la base.

Remarques sur la théorie d'Arrhenius :

- Le dioxyde de carbone et quelques autres composés forment des solutions acides dans l'eau malgrès qu'ils ne renferment pas l'ion H^+ dans leurs compositions , et ceci est en contradiction avec la théorie d'Arhinius.
- L'ammoniac et aussi d'autres composés donnent des solutions basiques dans l'eau malgré qu'ils ne renferment pas l'ion hydroxyde dans leur composition aussi ils se neutralisent avec les acides et ceci ne s'applique pas sur la théorie d'Arrhenius.

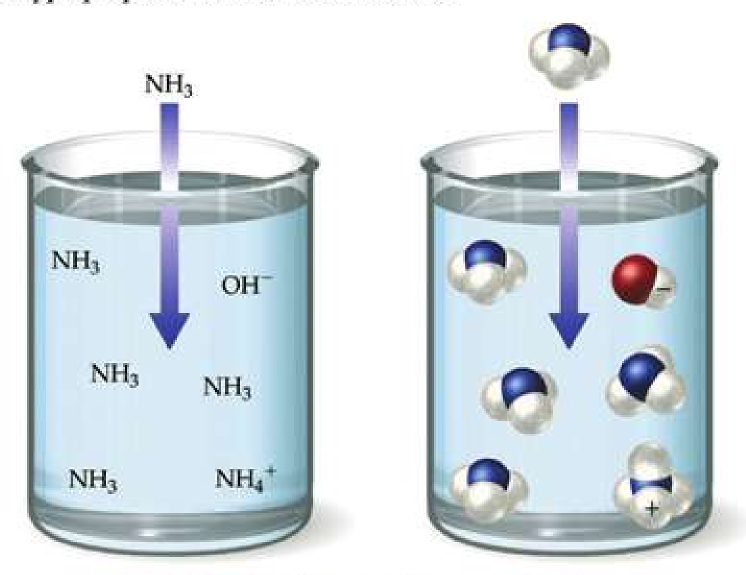


Figure (13) Solution d'ammoniac dans l'eau

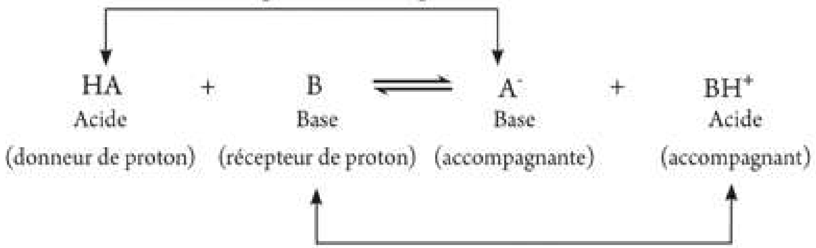
La théorie de Brönsted-Lowry :

En 1923 le savant Danemarkien Johannes Brönsted et le savant Anglais Thomas Lowry ont mis leur théorie concernant l'acide et la base.

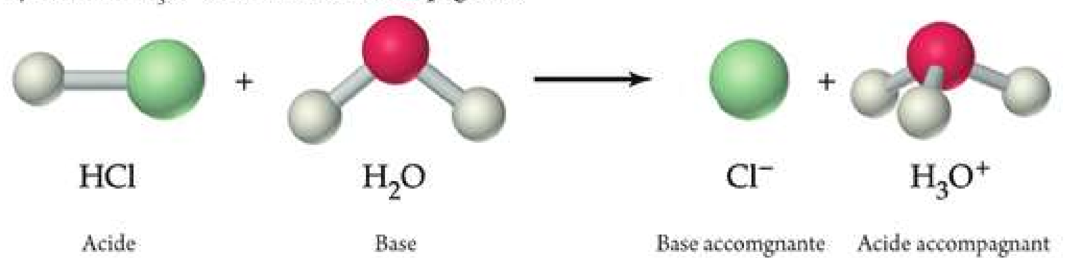
L'acide : C'est la matière qui perd le proton H^+ (donneur de proton)
La base : C'est la matière qui a tendance à recevoir le proton (récepteur de proton)

De la définition, nous remarquons que l'acide de Bronsted ressemble à l'acide d'Arrhenius par sa contenance de l'hydrogène dans sa composition tandis que n'importe ion négatif sauf l'ion hydroxyde est considéré base de Brönsted - Lowry..

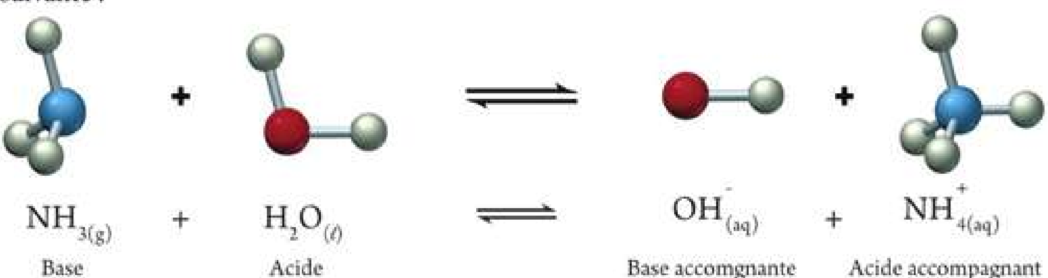
Ainsi la définition de l'acide et la base c'est une matière qui donne le proton et l'autre reçoit le proton. Ainsi la réaction c'est le déplacement du proton de l'acide vers la base



En dissolvant l'acide HCl dans l'eau, HCl est considéré acide car il donne un proton à l'eau est considéré base car elle acquit ce proton et l'ion chlorure devient base accompagnante et l'ion hydronium H_3O^+ devient acide accompagnant.



Cette définition nous permet de considérer l'ammoniac, base ceci est démontré de l'équation suivante :



Quand l'acide cède un proton, il se transforme en base et quand la base acquis un proton, elle se transforme en acide.

L'acide accompagnant : C'est la matière produite quand la base acquis un proton.

La base accompagnante : C'est la matière produite quand l'acide perd un proton.

La théorie de Lewis :

Le savant Gilbert Newton Lewis en 1923 a mis une théorie plus vaste pour définir l'acide et la base qui énonce que

- L'acide : est la matière qui reçoit une paire ou plus d'électrons.
- La base : est la matière qui cède une paire ou plus d'électrons.

Durant l'union de l'ion hydrogène (H^+) avec l'ion fluorure (F^-), (H^+) est considéré l'acide de Lewis et l'ion (F^-) est considéré la base de Lewis. Ceci est démontré de la figure suivante

$$H^+ + :\ddot{F}: \longrightarrow HF_{(aq)}$$



Classification des acides et des bases

Premièrement : les acides

Les acides peuvent être classés selon quelques principes tels que :

1. Selon leur pouvoir de l'ionisation dans la solution, ils sont divisés en :

- **Acides forts :** Ce sont les acides complètement ionisés, c'est-à-dire que toutes leurs molécules sont ionisées. Leurs solutions laissent conduire le courant électrique d'une façon considérable à cause de la présence d'une grande quantité d'ions. Ils sont des électrolytes forts tels que l'acide hydroiodique HI , l'acide perchlorique $HClO_4$, l'acide chlorhydrique HCl , l'acide sulfurique H_2SO_4 , l'acide nitrique HNO_3
- **Acides faibles :** Ce sont les acides dont l'ionisation est incomplète, c'est-à-dire qu'une partie des molécules se dissocient en ions. Leurs solutions laissent conduire le courant d'une façon faible. Ils sont des électrolytes faibles tels que l'acide acétique (le vinaigre) CH_3COOH qui s'ionise dans l'eau ion hydronium et l'anion acétate.

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

Remarque que



Il n'y a aucune relation entre la force de l'acide et le nombre d'atomes d'hydrogène dans sa structure moléculaire. L'acide phosphorique H_3PO_4 dont la molécule renferme trois atomes d'hydrogène, est un acide plus faible que l'acide nitrique HNO_3 qui renferme un atome d'hydrogène.





▲ **Figure (14)** L'acide fort conduit le courant électrique plus fortement que l'acide faible

2. Selon leurs sources, ils sont divisés en :

- Acides organiques : Ce sont les acides qui ont une origine organique (végétale - animale). Ils sont extraits des organes des êtres vivants. Ce sont des acides faibles tels que l'acide formique - l'acide acétique - l'acide lactique - l'acide citrique - l'acide oxalique.

- Acides minéraux : Ce sont des acides dont les éléments minéraux entrent dans leurs compositions tels que le chlore , le soufre , le nitrogène , le phosphore et autres. Ils n'ont pas une origine organique tels que l'acide chlorhydrique HCl , l'acide phosphorique H_3PO_4 , l'acide perchlorique $HClO_4$, l'acide carbonique H_2CO_3 , l'acide nitrique HNO_3 , l'acide sulfurique H_2SO_4



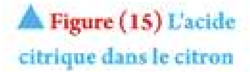


Figure (15) L'acide citrique dans le citron



Figure (16) L'acide lactique dans le lait et ses produits



Figure (17) L'acide carbonique dans l'eau gazeuse

3. Selon le nombre d'atomes d'hydrogène remplacable à travers lequel l'acide réagit (la basicité de l'acide) :

- A un proton (acides monobasiques) :

  qui donnent un seul proton en se dissolvant dans l'eau:

  Acide chlorhydrique HCl

  Acide acétique CH_3COOH

  Acide nitrique HNO_3

  Acide formique $HCOOH$

- A deux protons (acides bibasiques) :

  qui donnent un proton ou deux en se dissolvant dans l'eau

  Acide sulfurique H_2SO_4

  Acide carbonique H_2CO_3

  Acide oxalique $\begin{matrix} COOH \\ | \\ COOH \end{matrix}$

- A trois protons (acides tribasiques) :

  qui peuvent donner un ou deux ou trois protons en se dissolvant dans l'eau

  Acide phosphorique H_3PO_4

$$\begin{array}{ccl} & & CH_2 - COOH \\ & & \;| \\ HO - & & C - COOH \\ & & \;| \\ & & CH_2 - COOH \end{array}$$

Acide citrique



Livre des activités et des exercices

Les propriétés chimiques des acides

Deuxièmement : les bases

Les bases peuvent être classées selon quelques principes tels que :

1. Selon leur pouvoir d'ionisation dans la solution comme suit :

- Bases fortes : Ce sont des bases complètement ionisées, ce sont des électrolytes forts comme dans les acides telles que hydroxyde de potassium KOH , hydroxyde de sodium NaOH , hydroxyde de baryum $Ba(OH)_2$.
- Bases faibles : Ce sont des bases dont l'ionisation est incomplète. Ce sont des électrolytes faibles comme l'hydroxyde d'ammonium NH_4OH.





Figure (18) La base forte conduit le courant électrique plus fortement que la base faible

2. Selon leur structure moléculaire :

Quelques matières réagissent avec l'acide donnant un sel et de l'eau, ainsi elles sont considérées comme bases telles que :

- Oxydes métalliques : tels que FeO - MgO

$$FeO_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow FeCl_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

- Hydroxydes métalliques : tels que $Ca(OH)_2$ - NaOH

$$Ca(OH)_{2(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow CaSO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

- Carbonate ou bicarbonate métalliques :

$$K_2CO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2KCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

$$KHCO_{3(s)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow KCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_{2(g)}$$

Les bases qui se dissolvent dans l'eau sont nommées alcalis qui peuvent être définies comme étant les matières qui se dissolvent dans l'eau en donnant l'ion hydroxyde OH^-. Les alcalis sont une partie des bases; ainsi nous pouvons dire que tous les alcalis sont des bases mais pas toutes les bases sont des alcalis

Mise en évidence des acides et des bases

Il y en a plusieurs moyens de reconnaitre le genre de la solution si elle est acide ou basique ou neutre en utilisant les indicateurs ou l'échelle du pouvoir hydrogène pH .

Premièrement : Les indicateurs

Ce sont des acides ou des bases faibles qui changent de couleur selon le genre de la solution. La cause de ceci c'est la variation de la couleur de l'indicateur ionisé que sa couleur en étant non ionisé. Les indicateurs sont utilisés pour reconnaitre le genre de la solution et la neutralisation entre un acide et une base. Le tableau suivant démontre des exemples de quelques indicateurs et leurs couleurs dans les diffèrents milieux :

Nom de l'indicateur	Dans le milieu acide	Dans le milieu basique	Dans le milieu neutre
Méthyle orange	Rouge	Jaune	Orange
Bromothymol	Jaune	Bleue	Vert
Phtaléine	Incolore	Rouge clair	Incolore
Tournesol	Rouge	Bleue	Violet

▲ **Tableau (4)** Exemples de quelques indicateurs et leurs couleurs dans le milieu acide, basique et neutre

Connaissance enrichissante

La piqure de fourmis et d'abeilles a un effet acide et peut-être remédiée en utilisant la solution de bicarbonate de soduim , tan dis que la piqure du guêpe et le gellyfish est basique et peut-être remédiée en utilisant le vinaigre.

Deuxièmement : Le pouvoir hydrogène pH

C'est une façon d'exprimer le degré d'acidité ou de basicité des solutions par des nombres de 0 à 14. Pour ceci il est possible d'utiliser un appareil numérique ou un ruban en papier.

Toutes les solutions aqueuses renferment les ions H^+ et OH^- et la valeur du pH dépend de la concentration de chacun d'eux.

- Si la concentration de $H^+ > OH^-$, la solution est acide et la valeur du pH est moins que 7
- Si la concentration de $OH^- > H^+$, la solution est basique et la valeur du pH est plus grande que 7
- Si la concentration de $H^+ = OH^-$, la solution est neutre et la valeur du pH = 7

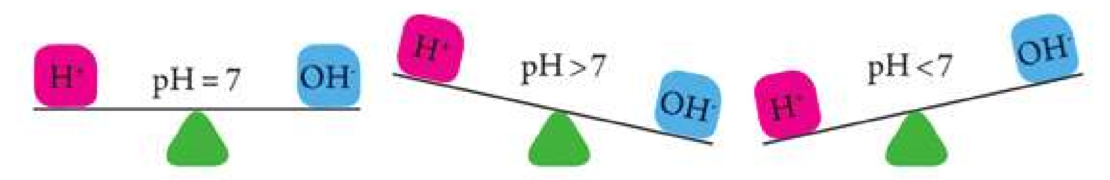


Figure (21) La relation entre la concentration de H^+ et la valeur de pH

Le vinaigre , le jus de citron et le jus de tomate sont des matières acides tandis que le blanc d'oeufs , la soude et les détergents sont considérées des matières basiques.

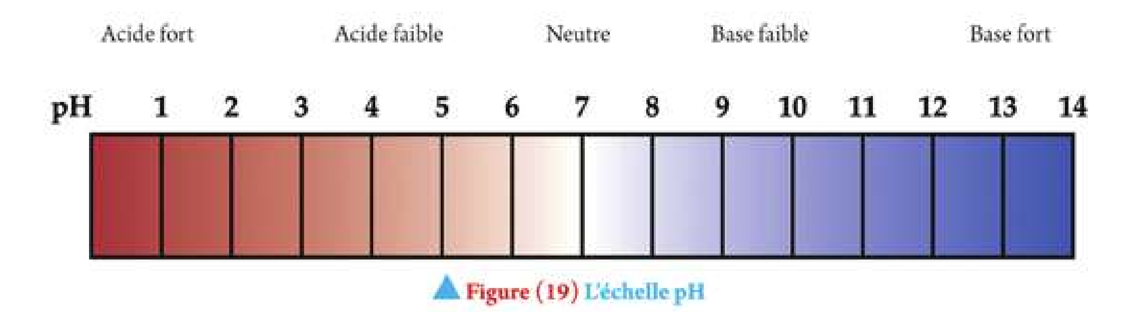


Figure (19) L'échelle pH

Les sels

Moyens de la formation des sels

Les sels sont considérés l'un des genres de composés importants dans notre vie. Ils se trouvent en abondance dans l'écorce terrestre, de même se trouvent dissouts dans l'eau de mer ou précipités au fond. Il est possible de préparer les sels chimiquement par l'un des moyens suivants :

- Réaction des métaux qui précèdent d'hydrogène dans la série électrochimique le déplacent dans la solution des acides faibles et l'hydrogène se dégage, celui-ci brule avec explosion et le sel reste dissout dans l'eau.



$$\text{Métal (actif)} + \text{acide} \xrightarrow{\text{dilué}} \text{sel} + \text{hydrogène} \uparrow$$

$$Zn_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{\text{dilué}} ZnSO_{4(aq)} + H_{2(g)} \uparrow$$

Il est possible de séparer le sel obtenu en chauffant la solution, l'eau s'évapore et le sel se dépose.

- Réaction des oxydes des métaux avec les acides : Ce moyen est appliqué généralement quand le métal réagit avec l'acide difficilement à cause que la réaction est dangereuse ou que l'activité du métal est inférieure à celle de l'hydrogène.

$$\text{Oxyde du métal} + \text{Acide} \longrightarrow \text{Sel de l'acide} + \text{Eau}$$

$$CuO_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{\Delta} CuSO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$$

- Réaction de l'hydroxyde des métaux avec l'acide : Ce moyen est convenable dans le cas des hydroxydes des métaux solubles dans l'eau et qui sont considérés comme base.

$$\text{Acide} + \text{base} \longrightarrow \text{Sel de l'acide} + \text{Eau}$$

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \xrightarrow{\Delta} NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$



Livre des activités et des exercices

La neutralisation de l'acide et la base

Les réactons des acides avec les bases sont appelées réactions de neutralisation. Les réactions de neutralisation sont utilisées dans l'analyse chimique pour évaluer la concentration d'un acide ou d'une base dont la concentration est inconnue en utilisant une base ou un acide dont la concentration est connue en présence d'un indicateur convenable. La neutralisation a lieu quand la quantité de l'acide est complètement équivalente à la quantité de la base.

- Réaction du carbonate ou bicarbonate du métal avec la plupart des acides : ce sont les sels de l'acide carbonique qui est instable (son point d'ébullition est bas). N'importe quel autre acide qui est plus stable peut les chasser de leurs sels et prend leur place formant le sel du nouvel acide, de l'eau et il se dégage du dioxyde de carbone. Cette réaction est utilisée pour l'examen de l'acidité.

$$Na_2CO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)} \uparrow$$

La nomenclature des sels :

Le sel provient du lien de l'ion négatif de l'acide (l'anion X^-) avec l'ion positif de la base (cathion M^+) formant le sel MX ainsi le nom chimique du sel est formé de deux couplets; nous disons par exemple chlorure de sodium ou nitrate de potassium et ainsi de suite. Le premier couplet du nom indique l'ion négatif de l'acide (l'anion) qui est nommé le radical acide du sel et le deuxième couplet du sel indique l'ion positif de la base (cathion) qui est nommé le radical basique du sel. En faisant réagir l'acide nitrique (HNO_3) avec l'hydroxyde de potassium (KOH), le sel obtenu est nommé nitrate de potassium (KNO_3).

$$KOH_{(aq)} + HNO_{3(aq)} \longrightarrow KNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

La formule chimique du sel dépend de la valence de l'anion et le cation. Le tableau suivant démontre des exemples de quelques sels, leurs formules et les acides desquels ils furent préparés.

Acide	Radical acide (anion)	Exemples de quelques sels de l'acide
Nitrique HNO_3	Nitrate $(NO_3)^-$	Nitrate de potassium KNO_3 – Nitrate de plomb $Pb(NO_3)_2$ Nitrate de fer III $Fe(NO_3)_3$
Chlorhydrique HCl	Chlorure Cl^-	Chlorure de sodium NaCl – Chlorure de magnésium $MgCl_2$ Chlorure d'Aluminium $AlCl_3$
Acétique CH_3COOH	Acétate $(CH_3COO)^-$	Acétate de potassium CH_3COOK – Acétate de cuivre $(CH_3COO)_2Cu$ Acétate de fer III $(CH_3COO)_3Fe$
Sulfurique H_2SO_4	Sulfate $(SO_4)^{2-}$ Bisulfate $(HSO_4)^-$	Sulfate de sodium Na_2SO_4 – Sulfate de cuivre $CuSO_4$ Bisulfate de sodium $NaHSO_4$ – Bisulfate d'aluminium $Al(HSO_4)_3$
Carbonique H_2CO_3	Carbonate $(CO_3)^{2-}$ bicarbonate $(HCO_3)^-$	Carbonate de sodium Na_2CO_3 – Carbonate de calcium $CaCO_3$ Bicarbonate de sodium $NaHCO_3$ – Bicarbonate de magnésium $Mg(HCO_3)_2$

▲ **Tableau (5)** Exemples des acides et quelques-uns de leurs sels



Du tableau, précédent, il est possible de remarquer ce qui suit :

- Quelques acides ont deux genres de sels comme l'acide sulfurique et l'acide carbonique, ceci est à cause du nombre d'atomes d'hydrogène substituants dans la molécule de l'acide. Il y a des acides qui ont trois sels comme l'acide phosphorique H_3PO_4.
- Le sel qui renferme de l'hydrogène dans le radical acide, soit il est nommé en ajoutant (Bi) ou en ajoutant le mot hydrogéné tel que bisulfate HSO_4^- ou sulfate hydrogéné.

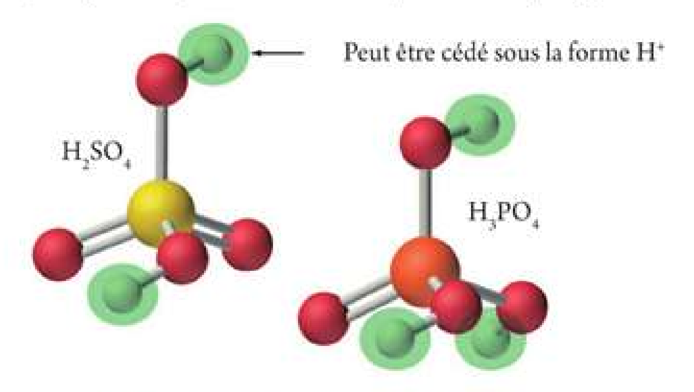


Figure (20) Les acides à multiples sels

- Les nombres II et III indiquent la valence du métal lié au radical acide et s'écrivent dans le cas des métaux qui ont plusieurs valences.
- Dans le cas des acides organiques tels que l'acide acétique ; le radical acide dans le symbole s'écrit à gauche et le radical basique s'écrit à droite comme l'acétate de potassium $CH_3COO^-K^+$.

Les solutions aqueuses des sels

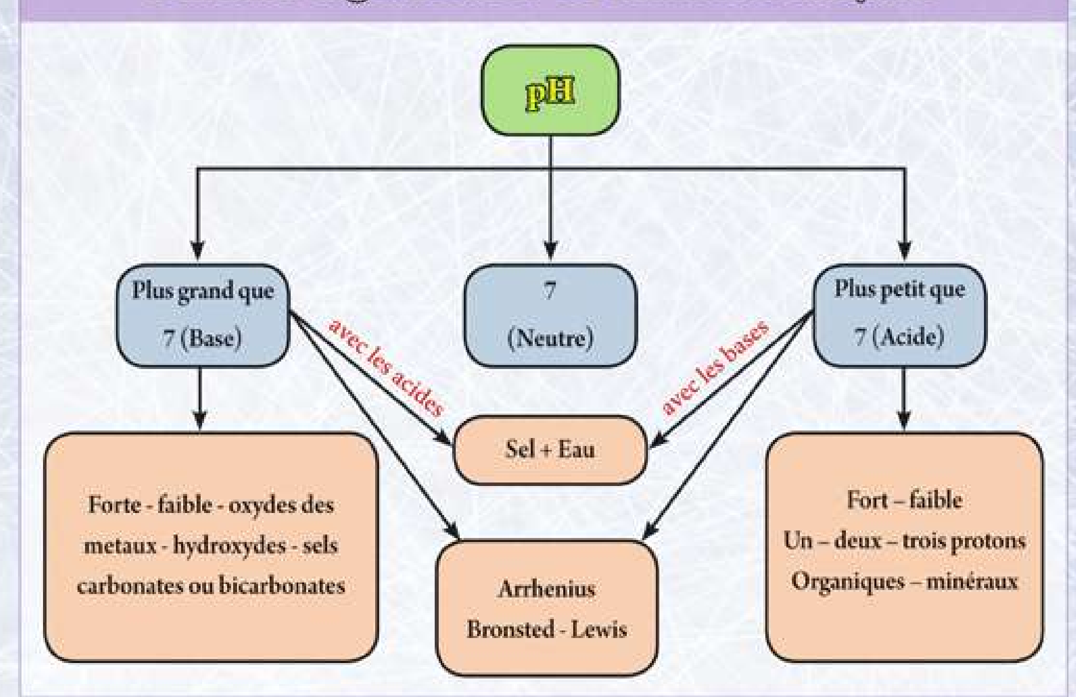
Les solutions aqueuses des sels diffèrent dans leurs propriétés. Quelques uns sont acides ($pH < 7$) et ceci a lieu quand l'acide est fort et la base est faible telle que la solution de NH_4Cl , d'autres sont basiques ($pH > 7$) et ceci a lieu quand l'acide est faible et la base est forte telle que la solution de Na_2CO_3 , d'autres sont neutres ($pH = 7$) quand l'acide et la base sont de même force telle que la solution de NaCl et CH_3COONH_4



Les termes principaux dans le troisième chapitre

- **La solution :** Mélange homogène de deux ou plusieurs matières.
- **La solubilité :** C'est la masse en gramme du soluté qui se dissout dans 100 g du solvant pour former une solution saturée dans les conditions standard.
- **Les colloïdes :** Ce sont des mélanges hétérogènes dont les particules ne se précipitent pas. Ces particules ne peuvent pas être séparées par filtration.
- **L'acide d'Arrhenius :** C'est la matière qui se dissocie dans l'eau en donnant un ou plusieurs ions d'hydrogène.
- **La base d'Arrhenius :** C'est la matière qui se dissocie dans l'eau en donnant un ou plusieurs d'ions hydroxyde.
- **L'acide de Bronsted-Lowry :** C'est la matière qui perd le proton H^+ (donneur de proton).
- **La base de Bronsted-Lowry :** C'est la matière qui a le pouvoir de recevoir un proton (récepteur de proton).
- **L'acide accompagnant :** C'est la matière obtenue quand la base acquis un proton.
- **La base accompagnante :** C'est la matière obtenue quand l'acide perd un proton.
- **Acide de Lewis :** C'est la matière qui recoit une ou plusieurs paires d'électrons.
- **Base de Lewis :** C'est la matière qui cède une ou plusieurs paires d'électrons.
- **Les indicateurs :** Acides ou bases faibles qui changent de couleur avec le changement de la couleur de la solution.
- **Le pouvoir hydrogène pH :** C'est un style pour exprimer le degré d'acidité ou de basicité des solutions par des nombres 0 à 14.

Schéma organisateur du troisième chapitre



Les objectifs généraux du quatrième chapitre

A la fin de ce chapitre, l'élève sera capable de :

- reconnaitre l'équation chimique thermique.
- reconnaitre les réactions exothermiques et les réactions endothermiques.
- distinguer entre le système et le milieu ambiant..
- comparer entre les différents systèmes (ouvert – clos – isolé).
- définir la première loi de la dynamique thermique.
- déduire que la température est une échelle de la moyenne des énergies cinétiques des molécules du système.
- démontrer la relation entre l'énergie du système et le mouvement de ces molécules.
- définir l'enthalpie (le contenu calorifique) molaire.
- appliquer la relation entre la chaleur spécifique, la capacité calorique et le changement thermique.
- approuver la loi de Hess pour le total thermique.



Quatrième chapitre

Leçons du quatrième

2. Formes de variations dans le contenu calorifique

Problèmes inclus : le problème de l'énergie



L'énergie calorifique est une des énergies les plus importantes à l'être humain. Nous nous basons sur la chaleur produite de la combustion des aliments pour rassurer les différentes activités, de même nous l'utilisons dans plusieurs domaines de la vie. La chaleur est utilisée dans la maison dans les opérations de chauffage, de cuisson et de desséchement. Plusieurs industries sont basées sur l'énergie calorifique. A cause de son importance à l'être humain, les savants ont pris en charge d'étudier cette branche de la chimie en étudiant les variations thermiques qui accompagnent les changements chimiques et physiques qui ont lieu à la matière. Cette branche de la chimie est nommée thermochimie. Nous étudierous dans cette unité quelques concepts essentiels en lien à la thermochimie. Nous essayerons de savoir quelques formes concernant le changement dans le contenu calorifique et la façon de calculer la variation dans le contenu calorifique par quelques méthodes et l'utilisation du calorimètre pour mesurer les changements thermiques qui accompagnent les changements chimiques et physiques.

La thermochimie

Les termes essentiels :

- La thermochimie
- Le système
- Le milieu ambiant
- Le système isolé
- Le système ouvert
- Le système clos
- La chaleur spécifique
- Le contenu calorifique
- La chaleur de dissolution
- La chaleur de dilution
- La chaleur de formation
- La chaleur de combustion
- La loi de Hess
- L'énergie de la liaison



Première leçon : Le contenu calorifique

Résultats de l'apprentissage

A la fin de cette leçon, l'élève sera capable de:

- ✓ Distinguer entre le système et le milieu ambiant.
- ✓ Comparer entre les différents genres de systèmes (ouvert – clos – isolé).
- ✓ Définir la première loi de la dynamique thermique.
- ✓ Reconnaitre l'équation chimique thermique.
- ✓ Reconnaitre les réactions exothermiques et les réactions endothermiques.
- ✓ Démontrer la relation entre l'énergie du système et le mouvement de ces molécules.
- ✓ Déduire que la température c'est l'échelle de la moyenne des énergies cinétiques des molécules du système.
- ✓ Définir l'enthalpie (le contenu calorifique) molaire.
- ✓ Appliquer la relation qui relie la chaleur spécifique, la capacité thermique et la variation calorifique.

Les concepts essentiels dans la thermochimie

Tous les changements chimiques et physiques sont accompagnés de changement dans l'énergie. L'énergie est très importante à tous les êtres vivants car nous ne pouvons pas bouger ou accomplir les différentes activités intellectuelles ou musculaires sans avoir recours à l'énergie provenant de la combustion du sucre dans nos corps. De même nous ne pouvons pas cuire les aliments sans avoir recours à l'énergie calorifique provenant de la combustion du gaz naturel.

La science qui s'intéresse à l'étude de l'énergie et sa transmission est nommée la science dynamique thermique. Les savants se sont intéressés à une branche de la dynamique thermique concernant les réactions chimiques, c'est la thermochimie.

La loi de la conservation de l'énergie

Les formes de l'énergie sont variées, telles que l'énergie chimique, calorifique, lumineuse, électrique et cinétique. Chaque forme de l'énergie est complètement indépendante des autres formes, mais il existe une relation qui relie toutes les formes de l'énergie car il est possible de transformer une forme d'énergie en une autre, ce qui nous mène à la loi de la conservation de l'énergie.

Loi de la conservation de l'énergie : L'énergie dans n'importe quelle transformation chimique ou physique ne disparait pas et ne se crée pas mais se transforme d'une forme en une autre.



Mais, qu'elle est la relation entre la réaction chimique et l'énergie ?

La plupart des réactions chimiques sont accompagnées de changement dans l'énergie. La plupart des réactions chimiques libérent ou absorbent de l'énergie. Il y a échange de l'énergie entre le milieu de la réaction et le milieu environnant dans ce cas le milieu de la réaction est nommé système et le milieu qui l'entoure est nommé environnant.

Le système : C'est une partie de l'univers dans lequel ont lieu les changements chimiques et physiques ou c'est la partie limitée de la matière à laquelle se dirige l'étude.

Le milieu environnant : C'est la partie qui entoure le système et avec lequel il y a échange de l'énergie sous la forme de chaleur ou de travail.

Dans le cas des réactions chimiques le système reflète les réactifs et les produits et les frontières du système soit un bécher ou un flacon ou un tube à essai, dans lesquelles se produit la réaction, alors que le milieu environnant est n'importe quelque chose qui entoure le réaction.

Les genres de systèmes :

- **Le système isolé :** C'est le système qui ne permet pas la transmission de l'énergie ou la matière du système au milieu environnant.
- **Le système ouvert :** C'est le système qui permet la transmission de l'énergie et la matière entre le système et le milieu environnant.
- **Le système clos :** C'est le système qui permet la transmission de l'énergie seulement entre le système et le milieu environnant sous forme de chaleur ou de travail.

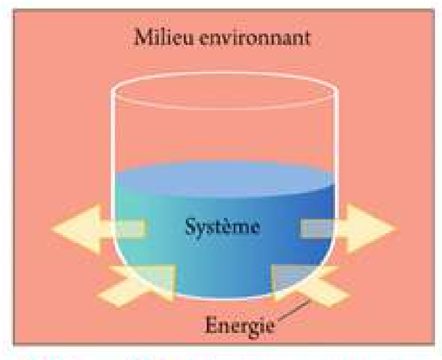


Figure (1) La relation entre le système et le milieu environnant



Figure (2) Genres de systèmes

La première loi de la dynamique thermique

Ainsi tout changerment dans l'energie du système est accompagné d'un changement identique dans l'energie du mileu environnant mais avec un signe contraire de façon que l'energie totale ait une valeur contstante.

$$\Delta E_{\text{système}} = - \Delta E_{\text{milieu environnant}}$$

La première loi de la dynamique thermique : l'énergie totale de n'importe quel système isolé reste constante, même si le système change d'une forme à une autre.

La chaleur et la température

La transmission de la chaleur d'une position à un autre dépend de la différence de température entre les deux milieux. Que veut-on dire par température ? Quelle est la relation entre la température et le mouvement de ces molécules ?

La température : C'est une échelle concernant la moyenne de l'énergie cinétique des molécules de la matière. Elle indique le cas du corps en ce qui concerne l'échauffement ou le refroidissement.

Les molécules et les atomes des matières sont en état de mouvement ou de vibration continuel mais leur vitesse varie dans la même matière. Le système est formé d'un groupe de molécules réagissantes les unes avec les autres ainsi que la moyenne de mouvement des molécules augmente, tant que la température augmente.

La chaleur est considérée l'une des formes de l'énergie. Elle peut être considérée comme une énergie en cas de transmission entre deux corps qui diffèrent dans leur température. Tant que système acquis une énergie calorique, tant que la moyenne de la vitesse de mouvement des molécules augmente ce qui exprime l'énergie cinétique des molécules ce qui mène à la hausse de la température du système et vice-versa. Ceci montre que la relation est directe entre l'énergie du système et le mouvement des molécules.

Unités de mesure de la quantité de chaleur

La calorie

C'est la quantité de chaleur nécessaire pour élever la température de 1 g d'eau pure de 1°C (15°C : 16°C)

Le joule

C'est la quantité de chaleur nécessaire pour élever la température de 1 g d'eau à une valeur de $\frac{1}{4.184}$ °C

$$1 \text{ calorie} = 4.18 \text{ J}$$

Connaissance enrichissante

L'unité de la calorie est utilisée pour calculer la quantité de chaleur que nous obtenons des aliments. Le niveau de ta consomation de l'énergie calorifique depend de ton niveau d'activité. Durant une journée que tu passes dans les travaux de bureau tu consomme 800 calories tandis que le coureur de marathon consomme 1800 calories pour terminer la course.

1 Kcal = 1000 cal

La chaleur spécifique

La chaleur spécifique : C'est la quantité de chaleur nécessaire pour élever la température d'un gramme de la matière d'un degré centigrade.



L'unité utilisée pour mesurer la chaleur spécifique c'est J/g°C. La chaleur spécifique diffère selon le genre de la matière. La matière qui a une grande chaleur spécifique a besoin d'une grande quantité de chaleur pour élever sa température, ceci exige une longue durée de temps, de même cette matière exige un temps plus long pour perdre cette énergie une autre fois contrairement à la matière qui a une petite chaleur spécifique.

La matière	L'aluminium	Le carbone	Le cuivre	Le fer	L'eau (liquide)	L'eau (gaz)
La chaleur spécifique J/g.°C	0.9	0.711	0.385	0.444	4.18	2.01

Tableau (1) La chaleur spécifique de quelques matières



Livre des activites et des exercices

La chaleur spécifque

Calcul de la quantité de chaleur

Il est possible de calculer la quantité de chaleur dégagée ou absorbée du système en utilisant la loi suivante :

$$q_p = m.\, c.\, \Delta T$$

q_p exprime la quantité de chaleur mesurée à une pression constante, m exprime la masse, c exprime la chaleur spécifique, ΔT exprime la différence de température qui est calculée de la relation ($\Delta T = T_2 - T_1$), T_1 représente la température initiale et T_2 représente la température finale.

Le calorimètre

Le calorimètre est un système isolé qui nous permet de mesurer la variation de la température dans le système isolé car il empêche la perte ou le gain d'une quantité d'énergie ou de matière avec le milieu environnant. Il est possible d'utiliser une quantité déterminée de la matière avec laquelle a lieu l'échange calorifique qui est généralement l'eau qui a une chaleur spécifique élevée ce qui permet de gagner ou de perdre une grande quantité d'énergie. La différence entre la température finale et la température initiale indique la variation de la température ΔT. Il y en a un autre genre de calorimètre nommé bombe calorimetre qui est utilisé pour calculer la chaleur de combustion de quelques matières. La réaction a lieu en brulant une quantité connue de la matière dans une quantité abondante d'oxygène sous une pression constante. Cette quantité de matière est mise dans un récipient isolé en acier nommé le récipient de combustion, un fil électrique est utilisé pour bruler la matière, la chambre de combustion est entourée par une quantité connue d'eau.

Les constituants du calorimètre

Le calorimètre est constitué d'un récipient isolé, un thermomètre et un agitateur. A l'intérieur du calorimètre est déversé un liquide qui est généralement l'eau.



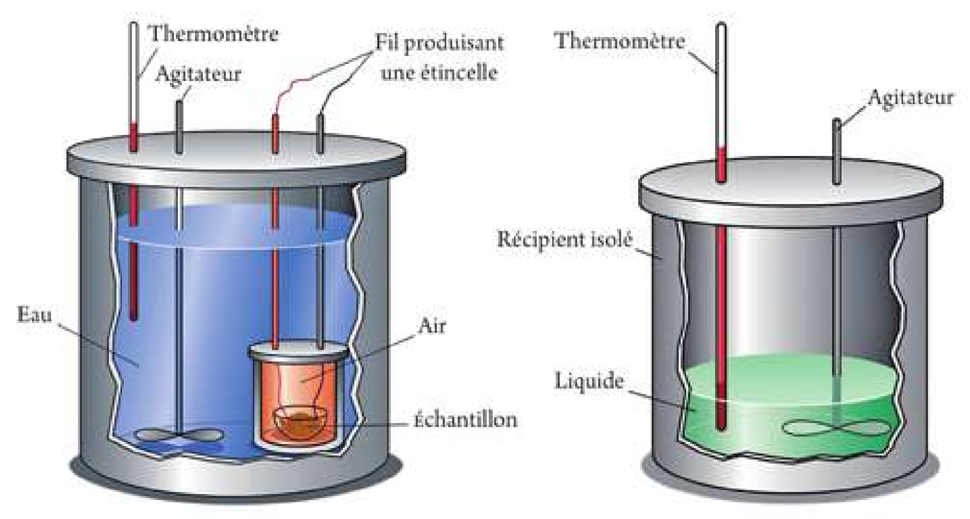


Figure (3) Le calorimètre

Réfléchit et déduit



Est-ce que la chaleur spécifique est constante pour la même matière même avec la variation de la quantité de la matière ou son état physique ?

Exemple :

En dissolvant une mole de nitrate d'ammonium dans une quantité d'eau et en complétant le volume de la solution à 100 ml d'eau, la température baisse de 25°C à 17°C. Calcul la quantité de chaleur qui accompagne l'opération de dissolution.

La solution :

Dans les solutions diluées, la masse d'un millilitre d'eau est calculée comme étant égale a un gramme, en considérant que la densité de l'eau égale 1 g/ml.

$q = m.c.\Delta t$

$q = 100\,g \times 4.18\,J/g°C \times (17 - 25)°C = -3344\,J$

$q = 3.344\,kJ / mole$

Le contenu calorifique

Chaque matière chimique diffère dans le nombre et le genre des atomes qui entrent dans sa composition, de même diffère dans le genre de liaisons qui existe entre les atomes ; ainsi chaque matière renferme une quantité limitée d'énergie nommée l'énergie interne. Cette quantité d'énergie c'est l'ensemble de plusieurs genres d'énergie emmagasinés à l'intérieure de la matière.

- **L'énergie chimique emmagasinée dans l'atome :** Elle est représentée par l'énergie des électrons dans les niveaux d'énergie. C'est la résultante de l'énergie cinétique et l'énergie potentielle de l'électron dans le niveau d'énergie.



- **L'énergie chimique emmagasinée dans la molécule :** L'énergie chimique dans la molécule existe dans les liaisons chimiques qui relient les atomes et qui sont des liaisons covalentes ou ioniques.
- **Les forces de cohésion entre les molécules :** les forces de cohésion entre les molécules sont nommées forces d'attraction de Vanderval (c'est une énergie potentielle). Il existe entre les molécules d'autres forces telles que les liaisons hydrogénées; toutes ces forces dépendent de la nature et la polarité des molécules.

De ce qui précède il est démontré que :

La matière emmagasine une quantité d'énergie provenant de l'énergie des électrons dans les niveaux d'énergie, l'énergie des liaisons chimiques et l'énergie d'attraction entre les molécules qui la forme. La somme des énergies qui se trouvent dans une mole de la matière est nommé contenu calorifique de la matière ou l'enthalpie molaire.

Le contenu calorifique d'une matière (H) (L'enthalpie molaire) : C'est la somme des énergies emmagasinées dans une mole de la matière.

Et comme les molécules des matières diffèrent dans le genre d'atomes, leur nombre et le genre de liaisons entre elles, ainsi il est évident qu'il y'ait une variation dans le contenu calorifique des différentes matières. Il est impossible pratiquement de calculer le contenu calorifique ou l'énergie emmagasinée dans une matière déterminée, mais ce qui peut être calculé c'est la variation dans le contenu calorifique durant les différentes variations produites sur la matière.

La variation dans le contenu calorifique ΔH : C'est la différence entre le contenu calorifique des matières produites et le contenu calorifique des matières réagissantes.

C'est-à-dire : La variation dans le contenu calorifique =
le contenu calorifique des produits – le contenu calorifique des réactifs

$$\Delta H = H_{produits} - H_{réactifs}$$

La variation dans le contenu calorifique standard $\Delta H°$

Les savants se sont décidés à comparer les valeurs ΔH des différentes réactions dans les mêmes conditions standards :

- Une pression atmosphérique équivalente à 1 atm.
- Température de la chambre 25°C.
- Concentration de la solution 1 M.

Les savants ont considère que le contenu calorifique de l'élément = zéro.

Si Δq_p représente la quantité de chaleur et n le nombre de moles ainsi $\Delta H° = \frac{\Delta q_p}{n}$



Il est possible de classer les changements thermiques qui accompagnent les réactions en deux genres :

Premièrement : les réactions exothermiques :

Ce sont les réactions qui dégagent de la chaleur vers le milieu environnant, comme par exemple la réaction du gaz hydrogène avec le gaz oxygène pour former de l'eau ainsi une mole du gaz hydrogène (H_2) réagissent avec ½ mole du gaz oxygène (O_2) pour former 1 mole d'eau (H_2O). et il se libère 285.8 KJ/mole de chaleur comme le montre l'équation suivante:

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)} + 285.8 \text{ kJ/mole}$$

De l'équation précédente, nous pouvons aboutir à ce qui suit :

- La chaleur est transmise du système au milieu environnant ce qui mène à l'abaissement de la température du système et la hausse de la température du milieu environnant.
- La somme des contenus calorifiques des matières produites est inférieure à celle de la somme des contenus calorifiques des matières réagissantes et selon la loi de la conservation de l'énergie, cette réaction produira une certaine quantité de chaleur pour compenser le manque dans la chaleur des produits.
- La variation dans le contenu calorifique ($\Delta H°$) est exprimée par un signe négatif.



Deuxièmement : Les réactions endothermiques

Ce sont des réactions qui absorbent la chaleur du milieu environnant, comme par exemple la réaction de la dissociation du carbonate de magnésium ($MgCO_3$) en oxyde de magnésium (MgO) et dioxyde de carbone (CO_2). Chaque 1 mole de ($MgCO_3$) a besoin d'absorber 117.3 kJ/mole d'énergie pour produire 1 mole de (MgO) et 1 mole de (CO_2), selon l'équation suivante:

$$MgCO_{3(s)} + 117.3 \text{ kJ/mol} \longrightarrow MgO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

De l'équation précédente, nous pouvons aboutir à ce qui suit :

- La chaleur est transmise du milieu environnant au système, ce qui mène à ce que le système gagne de l'énergie calorifique et le milieu environnant perd de l'énergie.
- La somme des contenus calorifiques des matières produites est supérieure à celle des contenus calorifiques des matières réagissantes et selon la loi de la conservation de l'énergie, cette réaction absorbera une certaine quantité de chaleur pour compenser le manque dans la chaleur des réactifs.
- La variation dans le contenu calorifique (ΔH) est exprimée par un signe positif.



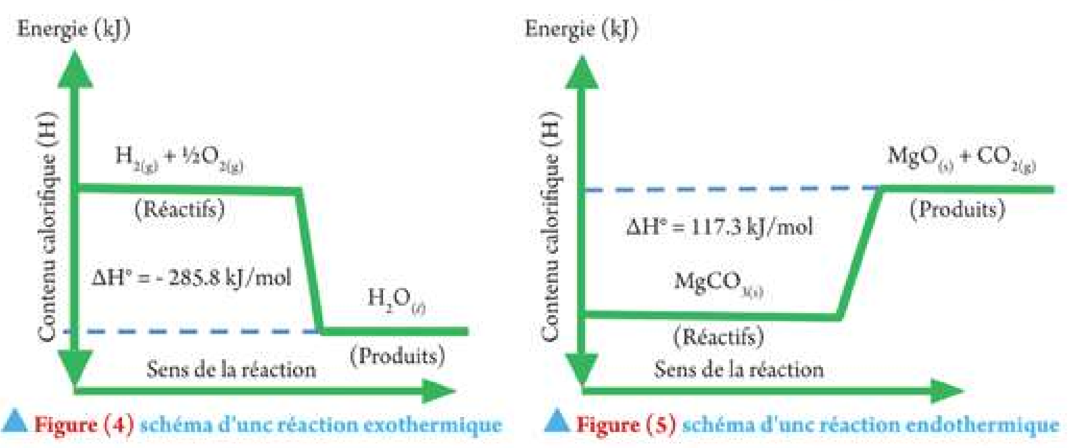


Figure (4) schéma d'unc réaction exothermique

Figure (5) schéma d'unc réaction endothermique

Ainsi la relation entre le contenu calorifique des réactifs et celui des produits et la différence entre eux (ΔH°) est : $\Delta H° = H_p - H_r$



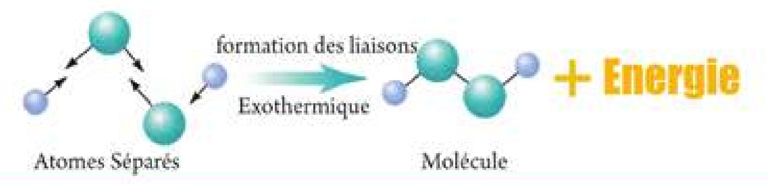
Le contenu calorifique et l'énergie de liaison

Il se produit une brisure dans les liaisons des réactifs pour produire de nouvelles liaisons dans les produits, ainsi la liaison chimique emmagasine une énergie potentielle chimique.

- Durant la brisure de la liaison, il y a absorption d'une quantité d'énergie du milieu environnant jusqu'à la brisure de la liaison.



- Durant la formation de la liaison, il y a dégagement de l'énergie vers le milieu environnant (ainsi la température du milieu environnant augmente).



L'énergie de la liaison : C'est l'énergie nécessaire pour la brisure des liaisons ou produite de la formation des liaisons dans une mole de la matière.

L'énergie de la liaison varie selon le genre du composé ou son état physique, ainsi les savants se sont décidé à utiliser la moyenne de l'énergie de liaison au lieu de l'énergie de liaison :

Le tableau (2) indique la moyenne de l'énergie de quelques liaisous :

La liaison	Moyenne de l'énergie de liaison kJ/mole
C—C	346
C=C	610
C≡C	835
C—H	413
N—H	389

La liaison	Moyenne de l'énergie de liaison kJ/mole
H—H	432
C—O	358
C=O	803
O—H	467
O=O	498

Tableau (2) Moyenne de l'énergie de quelques liaisons (pour démontrer seulement)

- Il se dégage de l'énergie quand l'énergie de la formation des liaisons dans les produits est plus grande que l'énergie de la brisure des liaisons dans les réactifs, dans ce cas il se dégage de l'énergie qui est égale à la différence entre les deux opérations, ainsi la réaction est exothermique et $\Delta H°$ est négatif.

- Il y a une énergie absorbée quand l'énergie de la formation des liaisons dans les produits est plus petite que celle de la brisure des liaisons dans les réactifs, dans ce cas la réaction est endothermique et $\Delta H°$ est positif.

Exemple :

Calcul la chaleur de la réaction suivante et détermine si la réaction est exothermique ou endothermique.

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

Sachant que l'énergie de la liaison évaluée en KJ/mole est comme suit :

(C=O) 803 , (O—H) 467 , (C—H) 413 , (O=O) 498

La solution :

413 kJ / mol　498 kJ / mol　803 kJ / mol　467 kJ / mol

$$CH_4 + 2\,O{=}O \longrightarrow O{=}C{=}O + 2\,H{-}O{-}H$$

L'énergie nécessaire pour briser les liaisons dans les réactifs =

$$[(O{=}O)\times 2] + [(H{-}C)\times 4]$$
$$=[2\times 498] + [4\times 413] = 2648 \text{ Jk}$$

L'énergie produite durant la formation des liaisons dans les produits =

$$[2\times (C{=}O)] + [2\times 2\,(O{-}H)]$$
$$= [2\times 803] + [2\times 2\times 467] = 3474 \text{ kJ}$$
$$(\Delta H) = (+2648) + (-3474) = -826 \text{ kJ/mol}$$

Ainsi la réaction est exothermique car ΔH est négatif.



L'équation chimique thermique

Remarque l'équation suivante puis déduit ce que veut dire une équation thermique et ces conditions ?

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)} + 242 \text{ kJ/mol}$$

L'équation chimique thermique : C'est une équation chimique symbolique qui renferme la variation thermique qui accompagne la réaction, elle est représentée dans l'équation comme l'un des réactifs ou des produits.

L'équation chimique thermique doit avoir les conditions suivantes :

- Elle doit être équilibrée et le traitement dans l'équation thermique équilibrée est représenté par le nombre de moles des réactifs et des produits et non pas le nombre des molécules pour cette raison en cas de nécessité les matières sont écrites sous forme de fraction et non pas sous forme de nombre entier, comme dans l'exemple suivant :

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)} + 285.8 \text{ kJ/mol}$$

- Il faut citer l'état physique des réactifs et des produits et ceci en utilisant quelques symboles qui montrent ceci tels que s , ℓ , g , aq et la raison de ceci c'est que le contenu thermique varie avec la variation de l'état physique de la matière, ce qui affecte la valeur de la variation thermique et l'exemple suivant montre ceci :

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H^\circ = -285.8 \text{ kJ/mol}$$

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)} \qquad \Delta H^\circ = -242 \text{ kJ/mol}$$

- Elle doit indiquer la valeur et le signe du contenu calorifique (ΔH°) de la réaction chimique ou les changements dans l'état physique. Le signe est négatif ou positif, si le signe est positif ceci veut dire que la réaction est endothermique et si le signe est négatif ceci veut dire que la réaction est exothermique, comme dans les exemples suivants :

$$H_2O_{(s)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H^\circ = +6 \text{ kJ/mol}$$

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} \qquad \Delta H^\circ = -890 \text{ kJ/mol}$$

- En multipliant ou en divisant les deux extrémités de l'équation par un facteur numérique, il faut que la même opération ait lieu sur la valeur du changement dans le contenu calorifique comme suit :

$$H_2O_{(s)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H^\circ = +6 \text{ kJ/mol}$$

$$2H_2O_{(s)} \longrightarrow 2H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H^\circ = 2 \times 6 \text{ kJ/mol} = 12 \text{ kJ/mol}$$

- Il est possible d'inverser la direction de l'équation calorifique, dans ce cas il faut changer le signe de la variation dans le contenu calorifique ΔH comme dans l'exemple suivant :

$$H_2O_{(s)} \longrightarrow H_2O_{(\ell)} \qquad \Delta H^\circ = +6 \text{ kJ/mol}$$

$$H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2O_{(S)} \qquad \Delta H^\circ = -6 \text{ kJ/mol}$$

Deuxième leçon : Formes de variations dans le contenu calorifique

Résultats de l'apprentissage

A la fin de cette leçon, l'élève sera capable de:

- ✓ Calculer la chaleur absorbée et la chaleur dégagée du système.
- ✓ Déduire la variation dans le contenu calorifique du système à partir des moyennes des contenus calorifiques.
- ✓ Approuver la loi de Hess pour le total thermique.

Le calcul de la variation dans le contenu calorifique est considéré d'une grande importance. Reconnaitre la variation dans le contenu calorifique qui accompagne la combustion des différents genres de combustibles, aide durant l'invention des moteurs de savoir lequel des combustibles convient à ces moteurs. Ceci aide les pompiers à reconnaitre la chaleur qui accompagne la combustion des différentes matières, ce qui les aide à choisir la méthode la plus convenable pour lutter contre les incendies. Les formes de variation dans le contenu calorifique diffèrent selon le genre de variation produit physiquement ou chimiquement.



▲ **Figure (6)** L'énergie chimique emmagasinée dans les combustibles est transformée en énergie calorifique

Les changements calorifiques qui accompagnent les changements physiques

Parmi les exemples des changements physiques, la dissolution et la dilution et le changement dans l'état physique. des matières Nous étudierons en détail les changements calorifiques qui accompagnent chacun d'eux.



La chaleur de solution standard

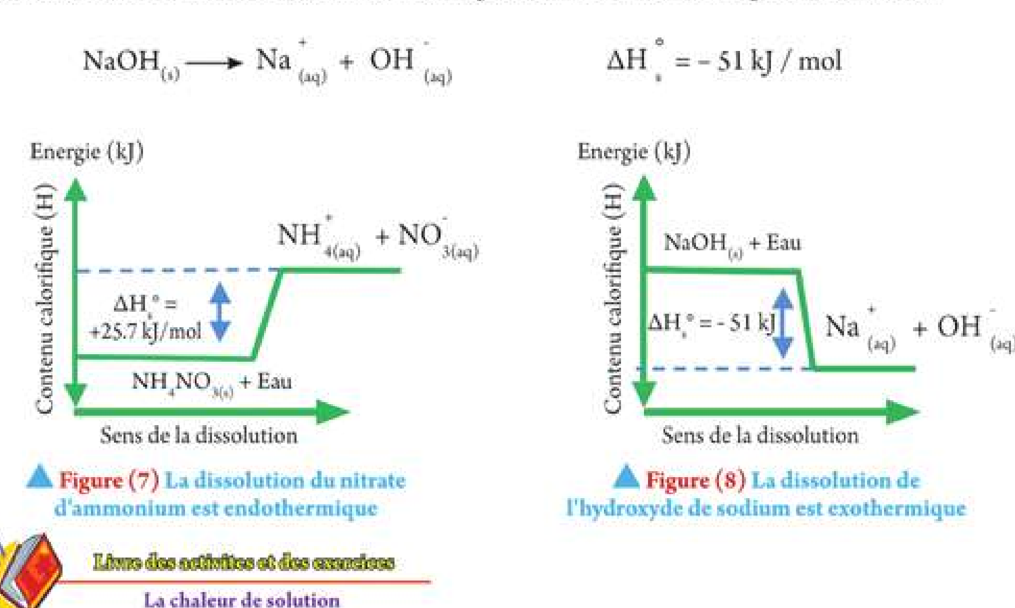
Chaleur de solution standard ΔH_s° : C'est la quantité de chaleur dégagée ou absorbée durant la dissolution d'une mole du soluté dans une quantité déterminée du solvant pour obtenir une solution saturée dans les conditions standards.

En faisant dissoudre le nitrate d'ammonium (NH_4NO_3) dans l'eau, la température de la solution baisse. La solution dans ce cas est endothermique comme le montre l'équation suivante:

$$NH_4NO_{3(s)} \longrightarrow NH^+_{4(aq)} + NO^-_{3(aq)} \qquad \Delta H_s^\circ = +25.7 \text{ kJ / mol}$$

En faisant dissoudre l'hydroxyde de sodium ($NaOH$) dans l'eau, la température de la solution s'élève. La solution dans ce cas est exothermique comme le montre l'équation suivante :

$$NaOH_{(s)} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \qquad \Delta H_s^\circ = -51 \text{ kJ / mol}$$



▲ **Figure (7) La dissolution du nitrate d'ammonium est endothermique**

▲ **Figure (8) La dissolution de l'hydroxyde de sodium est exothermique**

Il est possible d'interpréter la chaleur de solution dans les étapes suivantes :

- Séparation des molécules du solvant : C'est une opération endothermique qui a besoin de l'énergie pour vaincre les forces d'attraction entre les molécules du solvant, elle a pour symbole ΔH_1
- Séparation des molécules du soluté : C'est une opération endothermique aussi qui a besoin de l'énergie pour vaincre les forces d'attraction entre les particules du soluté, elle a pour symbole ΔH_2
- Opération de la dissolution : C'est une opération exothermique car de l'énergie se dégage durant le lien entre les particules du solvant avec les molécules du soluté, elle a pour symbole ΔH_3 elle est nommée énergie d'hydratation si le solvant c'est l'eau.

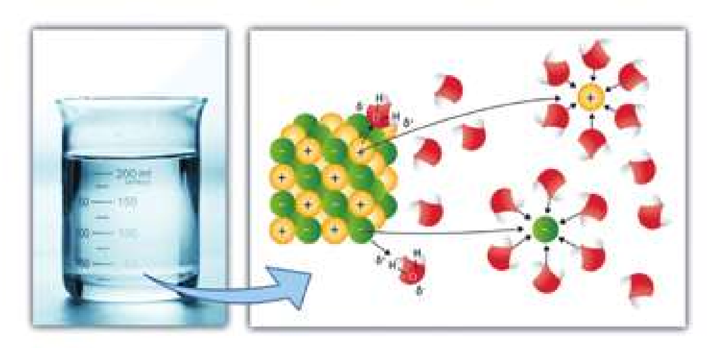


Figure (9) La dissocition du réseau cristallin et l'hydratation

La valeur de la chaleur de solution ΔH_s dépend de la résultante de ces opérations :

- Si $\Delta H_1 + \Delta H_2 > \Delta H_3$ la solution sera endothermique.
- Si $\Delta H_1 + \Delta H_2 < \Delta H_3$ la solution sera exothermique.

Le graphique suivant démontre une solution endothermique et une autre exothermique.

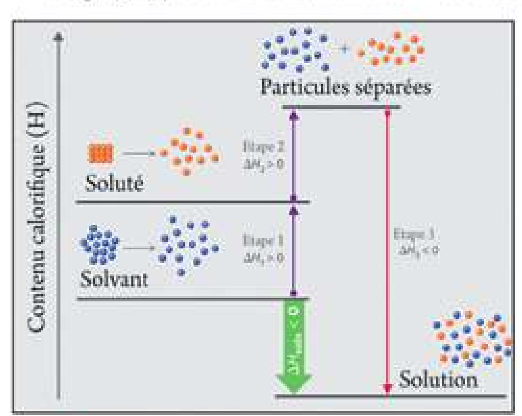


Figure (10) Graphique d'une solution exothermique

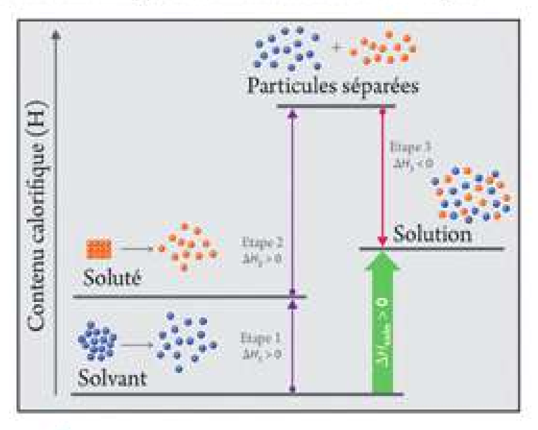


Figure (11) Graphique d'une solution endothermique

Connaissance enrichissante

L'utilisation des sacs prêts qui fonctionnent comme pansements froids car ces sacs renferment deux couches qui sont séparées par une membrane mince. L'une des couches renferme du nitrate d'ammonium et l'autre couche renferme de l'eau, en cas de besoin on a recours à faire une pression, ainsi la membrane mince se déchire ainsi les deux matières se mélangent puis la température baisse car c'est une solution endothermique. Il y en a d'autres sacs qui fonctionnent comme pansements chauds et qui renferment du chlorure de calcium et de l'eau car dans ce cas la solution est exothermique.

Il est possible de calculer la chaleur de solution en utilisant la relation : $q = m \cdot c \cdot \Delta T$

- Dans les solutions diluées il est possible d'exprimer la masse de la solution (m) en fonction du volume car la densité de l'eau dans les conditions normales égale un.



- La chaleur spécifique de la solution peut être considérée égale à la chaleur spécifique de l'eau 4.18 J/g°C.
- Si la concentration de la solution est 1 molaire (1 mole/L) c'est-à-dire que la quantité de la matière dissoute (1 mole) et le volume de la solution produite (1 L), à ce moment la quantité de chaleur dégagée ou absorbée est nommé chaleur de solution molaire.

Chaleur de solution molaire : C'est la variation thermique produite de la dissolution d'une mole de soluté pour former un litre de la solution.

La chaleur de dilution Standard

Etudie les deux exemples suivants qui démontrent la variation de la chaleur de solution avec la variation de la quantité de solvant puis essaye d'aboutir à l'effet de la dilution sur la variation dans le contenu calorifique.

$$NaOH_{(s)} + 5H_2O_{(\ell)} + \text{chaleur} \longrightarrow NaOH_{(aq)} + 37.8\ kJ/mole$$
$$NaOH_{(s)} + 200H_2O_{(\ell)} + \text{chaleur} \longrightarrow NaOH_{(aq)} + 42.3\ kJ/mole$$

Dans la solution concentrée, les ions sont rapprochés les uns des autres et en ajoutant une autre quantité du solvant (dilution), les ions se séparent les uns des autres, ceci exige de l'énergie nommée énergie de séparation des ions qui est une énergie endothermique. En augmentant la quantité du solvant, les ions s'attachent à un plus grand nombre de molécules et une quantité de chaleur se dégage. La variation dans le contenu calorifique est calculée par la résultante de ces deux opérations.

Il est possible de définir la chaleur de dilution standard comme étant :

La chaleur de dilution standard ΔH°_{dil} : C'est la quantité de chaleur dégagée ou absorbée pour chaque 1 mole du soluté durant la dilution de la solution d'une concentration élevée à une concentration plus basse à condition qu'il soit à l'état standard.

Les changements calorifiques qui accompagnent les changements chimiques

Nous traiterons en ce qui suit avec les changements calorifiques qui accompagnent quelques changements chimiques tels que :

La chaleur de combustion standard

La combustion c'est une opération d'union rapide de la matière avec l'oxygène. Il se produit de la combustion complète des éléments et des composés le dégagement d'une grande quantité d'énergie sous forme de chaleur ou de lumière. La chaleur dégagée est connue sous le nom de chaleur de combustion (ΔH_c).

La chaleur de combustion standard est définie comme suit :

Chaleur de combustion standard ΔH°_{c} : C'est la quantité de chaleur dégagée de la combustion complète d'une mole de la matière dans une quantité abondante d'oxygène dans les conditions standards.

Parmi les réactions de combustion que nous utilisons dans notre vie journalière c'est la combustion du butagaz (c'est un mélange de propane C_3H_8 et butane C_4H_{10}) dans l'oxygène de l'air pour produire une grande quantité de chaleur qui est utilisée dans la cuisson des aliments et d'autres utilisations. L'équation suivante indique la chaleur de combustion complète du gaz propane dans une quantité abondante d'oxygène :

$$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)} + 2323.7\ kJ/mol$$

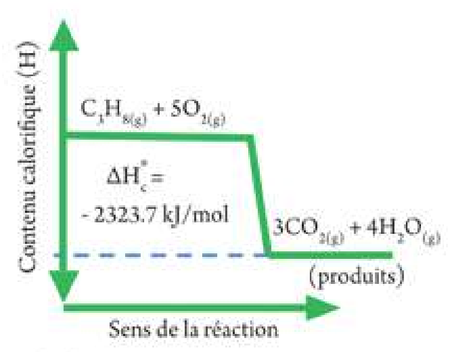


Figure (12) graphique de la combustion du gaz propane.

Parmi les réactions de combustion importantes aussi, la combustion de glucose $C_6H_{12}O_6$ l'intérieur du corps des êtres vivants pour fournir au corps l'énergie nécessaire pour accomplir les fonctions vitales comme le montre l'équation suivante :

$$C_6H_{12}O_{6(s)} + 6O_{2(g)} \longrightarrow 6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(g)}\ ,\ \Delta H_c^\circ = -2808\ kJ/mol$$

Chaleur de formation standard

Le changement calorifique qui accompagne la formation d'un composé à partir de ses éléments est nommé chaleur de formation (ΔH_f). il est possible de définir la chaleur de formation standard comme suit :

Chaleur de formation standard ΔH_f° : C'est la quantité de chaleur dégagée ou absorbée durant la formation d'une mole d'un composé à partir de ces éléments, à condition qu'ils soient à l'état standard.

La relation entre la chaleur de formation et la stabilité des composés :

La chaleur de formation d'un composé c'est sont contenu calorifique, les savants ont remarqué à travers les expériences que les composés qui possèdent une chaleur de formation négative sont plus stables à la température de la chambre et n'ont pas tendance à se dissocier car leur contenu calorifique est très petit. Au contraire les composés qui renferment une chaleur de formation positive ont tendance à se dissocier spontanément en ces éléments primitifs à la température de la chambre. Toutes les réactions ont lieu dans le sens de la formation des composés plus stables.

Utilisation de la chaleur de formation standard (H_f°) pour calculer la variation dans le contenu calorifique

La chaleur de formation standard de tous les éléments est égale à zéro dans les conditions standards de pression et de température c'est-à-dire quand l'élément se trouve à 25°C et une pression de 1 atmosphère.

Et comme la variation dans le contenu calorifique peut être calculée de la relation suivante :

(ΔH) = Le contenu calorifique des produits – le contenu calorifique des réactifs.

Ainsi il est possible de calculer la variation dans le contenu calorifique des composés en connaissant la chaleur de formation de la relation suivante :

(ΔH) = La somme algébrique que la chaleur de formation des produits – la somme algébrique de la chaleur de formation des réactifs.

Exemple :

Si la chaleur de formation du gaz méthane (-74.6), le dioxyde de carbone (-393.5) et la vapeur d'eau (-241.8) kJ/mole. Calculer le changement dans le contenu calorifique de la réaction représentée dans l'équation suivante :

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

La solution :

ΔH_r = Somme algébrique de la chaleur de formation des produits – somme algébrique de la chaleur de formation des réactifs

$$= (CO_2 + 2H_2O) - (CH_4 + 2O_2)$$

$$= [(-241.8 \times 2) + (-393.5)] - [(2 \times 0) + (-74.6)] = 802.5 \text{ kJ/mol}$$

La loi de Hess (La somme algébrique constante de la chaleur)

Les savants ont recours dans la plupart du temps à utiliser des moyens indirects pour calculer la chaleur de la réaction pour les causes suivantes :

- Les matières régissantes et produites sont mélangées à d'autres matières.
- Quelques réactions ont lieu très lentement et ont besoin d'une longue durée comme la formation de la rouille.
- La présence des dangers pour mesurer la chaleur de la réaction par les méthodes expérimentales.
- L'existence d'une difficulté pour mesurer la chaleur de la réaction dans les conditions normales de pression et de température.

Et dans le but de mesurer la variation thermique de ces réactions les savants utilisèrent la loi de Hess.

La loi de Hess : La chaleur de la réaction est une valeur constante dans les conditions standards, quelques soit la réaction a lieu en une seule étape ou plusieurs étapes.

La formule mathématique de la loi de Hess peut être exprimée comme suit :

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 ...$$

L'importance de cette loi est due à la possibilité de calculer la variation dans le contenu calorifique ($\Delta H°$) des réactions qui ne peuvent pas être calculées par une méthode directe mais en utilisant d'autres réactions dont nous pouvons calculer la chaleur de chacune d'elles.

L'importance de la loi de Hess est démontrée à travers.

Les deux exemples suivants :

Exemple (1) :

A la lumière de ta comprehension de la loi de Hess , calcul la chaleur de formation du monoxyde de carbone CO des deux équations suivantes :

(1) $C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H_1 = -393.5$ kJ/mole

(2) $CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H_2 = -283.3$ kJ/mole

La solution :

En soustrayant les deux équations algébriquement

$$C_{(s)} + O_{2(g)} - CO_{(g)} - \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} - CO_{2(g)}$$

$$\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -393.5 - (-283.3) = -110.5 \text{ kJ/mole}$$

Et en déplaçant $CO_{(g)}$ de l'extrémité gauche à l'extremité droite :

$C_{(s)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)}$ $\Delta H = -110.5$ kJ/mole

Exemple (2) :

Calcul la chaleur de combustion du gaz oxyde nitrique NO selon l'équation suivante :

$$NO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow NO_{2(g)}$$

En connaissant les deux équations thermiques suivantes :

(1) $\frac{1}{2} N_{(2)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow NO_{(g)}$ $\Delta H = +90.29$ kJ/mole

(2) $\frac{1}{2} N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow NO_{2(g)}$ $\Delta H = +33.2$ kJ/mole

La solution :

En soustrayant les l'équation (1) et (2) :

$\frac{1}{2} N_{2(g)} + O_{2(g)} - \frac{1}{2} N_{2(g)} - \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow NO_{2(g)} - NO_{(g)}$ $\Delta H = \Delta H_2 - \Delta H_1$

$\frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow NO_{2(g)} - NO$ $\Delta H = (33.2 - 90.29)$ kJ/mole

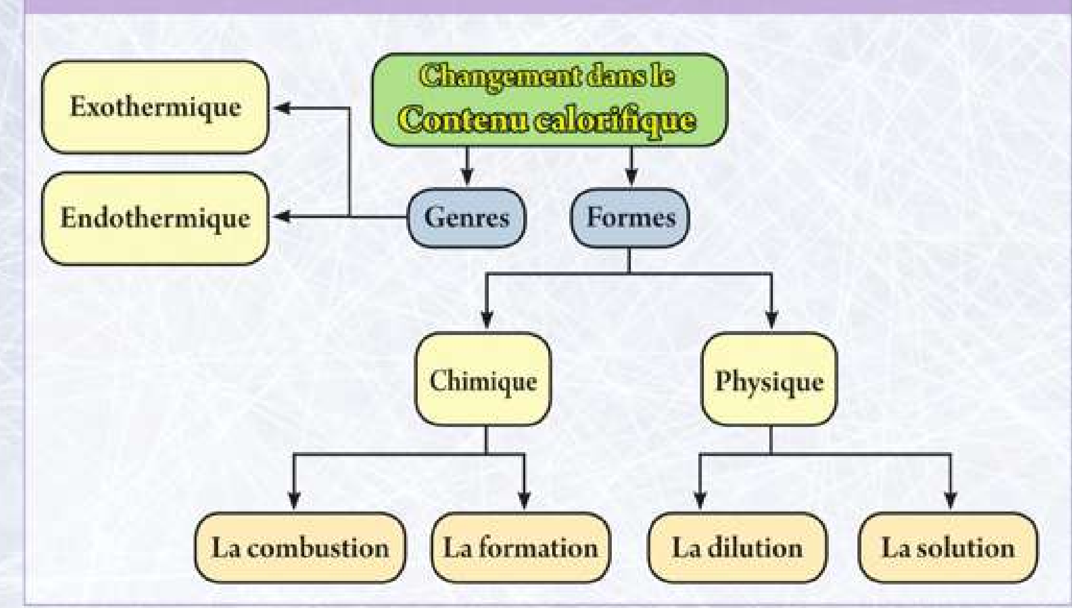
Et en deplaçant $NO_{(g)}$ à l'éxtremite gauche par un signe contraire :

$NO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow NO_{2(g)}$ $\Delta H = -57.09$ kJ/mole

Les termes essentiels dans le quatrième chapitre

- **La thermochimie :** L'une des branches de la dynamique thermique dans laquelle a lieu les changements thermiques qui accompagnent les changements chimiques et les changements physique.
- **La première loi de la dynamique thermique :** L'énergie totale de n'importe quel système isolé reste fixe, même si le système change d'une forme en une autre.
- **Le contenu calorifique de la matière :** C'est la somme des énergies emmagasinées dans une mole de la matière.
- **La chaleur de solution standard :** C'est la quantité de chaleur dégagée ou absorbée durant la dissolution d'une mole du soluté dans une quantité déterminée du solvant pour obtenir une solution saturée dans les conditions standards.
- **La chaleur de dilution standard :** C'est la quantité de chaleur dégagée ou absorbée pour chaque mole du soluté durant la dilution de la solution d'une concentration supérieure à une concentration plus basse à condition qu'elle soit en état standard.
- **La chaleur de combustion standard :** C'est la quantité de chaleur dégagée durant la combustion complète d'une mole de la matière dans une quantité abondante d'oxygène dans les conditions standards.
- **La chaleur de formation standard :** C'est la quantité de chaleur dégagée ou absorbée durant la formation d`une mole de la matière à partir de ses éléments primitifs, à condition qu'ils se trouvent dans les conditions standards.
- **La loi de Hess :** La chaleur de la réaction est une valeur fixe dans les conditions standards quelques soit la réaction a lieu en une seule étape ou plusieurs étapes.

Schéma organisateur du quatrième chapitre



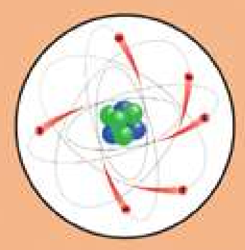
Les objectifs généraux du cinquième chapitre

A la fin de ce chapitre, l'élève sera capable de :

- Reconnaitre les constituants de l' atome.
- Démontrer les forces nucléaires qui existent dans le noyau.
- Faire le lien entre le taux du nombre des neutrons à celui des protons et la stabilité nucléaire.
- Définir ce que veut dire les isotopes en citant des exemples.
- Définir l'énergie de liaison nucléaire.
- Définir le concept des Quarks et le genre des Quarks.
- Citer l'enchainement historique du phénomène de la radioactivité.
- Distinguer entre les particules Alpha , Beta et les rayons Gamma.
- Comparer entre les réactions nucléaires et chimiques.
- Comparer entre la fission et la fusion nucléaire.
- Pouvoir expliquer le principe scientifique des réacteurs nucléaires.
- Reconnaitre les effets nuisibles des radiations.
- Reconnaitre les utilisations saines des radiations.

Cinquième chapitre

Leçons du cinquième



(1) Le noyau de l'atome et les particules élémentaires



(2) La radioactivité et les réactions nucléaires

Problèmes inclus : La pollution par les radiations

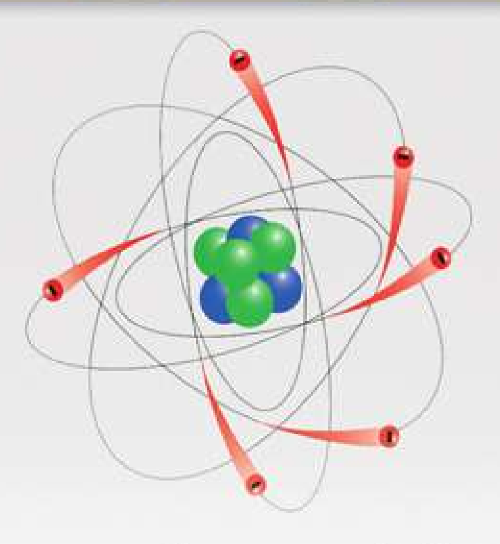


La chimie nucléaire

L'atome a une structure déterminée, il est formé d'un noyau positivement chargé et autour de lui des électrons négatifs. De même, le noyau a une structure déterminée, il renferme des neutrons qui sont neutres et des protons de charge positive. Les constituants du noyau sont rattachés ensemble à cause des forces d'attractions nucléaires. Le nombre de neutrons peut varier dans les noyaux des atomes du même élément, ainsi le même élément a plusieurs isotopes. Il existe dans la nature deux genres d'isotopes pour les éléments, l'un d'eux est stable et l'autre est radioactif qui se caractérise par une radioactivité naturelle. Les savants ont pu préparer des isotopes radioactifs artificiels au moyen des réactions nucléaires qui ont plusieurs genres telles que les réactions de fission nucléaire et les réactions de fusion nucléaire. Cette unité traite avec ces sujets dans deux leçons, la première leçon étudie la structure du noyau de l'atome et la deuxième leçon étudie la radioactivité et les réactions nucléaires.

Les termes essentiels :

- Isotopes
- Forces nucléaires
- Noyau stable
- Quark
- Radioactivité
- Période de mi-vie
- Réaction nucléaire
- Réaction de fission
- Réaction de fusion
- Réacteur nucléaire
- Particules élémentaires



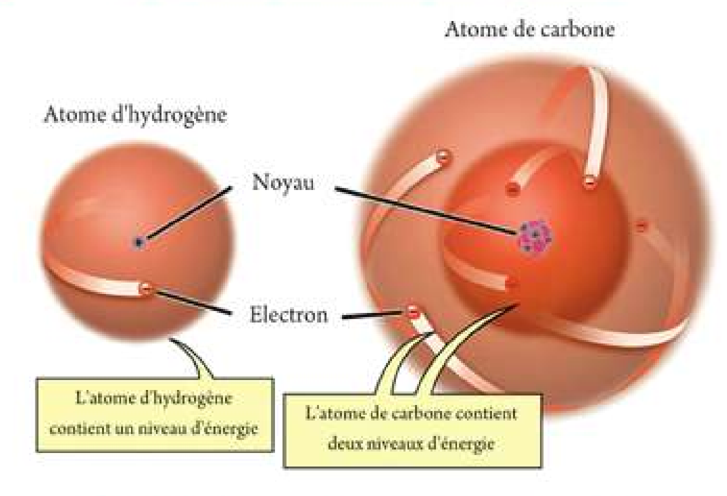
Première leçon : Le noyau de l'atome et les particules élementaires

Résultats de l'apprentissage

A la fin de cette leçon, l'élève sera capable de :

- ✓ Reconnaitre les constituants de l'atome et les quantités nucléaires qui classifient le noyau.
- ✓ Reconnaitre ce que veut dire isotopes.
- ✓ Reconnaitre les caractéristiques des forces nucléaires.
- ✓ Déduire la source de l'énergie de liaison nucléaire et de la calculer.
- ✓ Faire le lien entre la stabilité nucléaire et le rapport entre le nombre de neutrons et de protons dans le noyau.
- ✓ Reconnaitre les particules essentielles et élementaires dans l'atome.
- ✓ Définir le spécimen du Quark et de l'utiliser.

Les constituants de l'atome



▲ **Figure (1) L'atome est formé d'un noyau autour du quel tournent les électrons dans des niveaux d'énergie**

Il est connu que la matière est formée d'atomes responsables des propriétés physiques et chimiques de la matière. A la fin du dix neuvième siècle, nous nous sommes rassurés que les électrons sont parmi les constituants principaux de l'atome, qui sont des particules de très petites masses et de charge négative et comme l` atome est électriquement neutre ceci veut dire que l'atome porte une charge positive égale à la charge des électrons négatifs. La répartition des charges dans l'atome n'était pas connue durant ce temps.



Le savant Rutherford (1871 – 1937) a mis un spécimen pour décrire l'atome. Auquel il a abouti après plusieurs expériences, il a décrit l'atome comme étant formé d'un noyau relativement lourd et dans lequel se concentre la masse et qui porte la charge positive de l'atome, les électrons tournent autour du noyau à une distance relativement grande et portent une charge négative, et selon le spécimen de Rutherford – Bohr, les électrons tournent autour du noyau dans des orbites déterminées, fixes nommées les niveaux d'énergie, et chaque niveau d'énergie renferme un nombre déterminé d'électrons qui ne peut pas le dépasser.

Les calcules de Rutherford ont abouti à savoir que le diamètre du noyau est environ (10^{-5} : 10^{-6} nm) tandis que le diamètre de l'atome est environ (0.1 nm).

En 1919 , Rutherford a prouvé que le noyau de l'atome renferme des particules qui portent une charge positive nommées protons. La masse du proton est 1800 fois plus grande que celle des électrons, et aussi en 1932, le savant Chadwick a découvert que le noyau renferme des particules neutres nommées neutrons et la masse du neutron à peu près égale celle du proton.

Le nombre de masse et le nombre atomique

Les savants se sont décidés à décrire le noyau de n'importe quel élément en utilisant trois quantités nucléaires qui sont :

1. Le nombre de masse (A) 2. Le nombre atomique (Z) 3. Le nombre de neutrons (N)

Le tableau suivant indique ces quantités :

Le terme	Le symbole	La relation
Nombre de masse	A	Nombre de protons + nombre de neutrons dans le noyau
Le nombre atomique	Z	Nombre de protons dans le noyau = le nombre des électrons
Nombre de neutrons	N	N = A – Z

Tableau (1) Les quantités nucléaires

Il est a remarqué que

- Les protons et les neutrons dans le noyau sont nommés nucléons.
- Le nombre de protons (Z) égal le nombre des électrons autour du noyau dans le cas de l'atome neutre.

Le symbole du noyau

En supposant que le symbole chimique d'un élément (X) ainsi le noyau de cet élément peut être décrit de la façon suivante :

$$^{A}_{Z}X$$

A (Nombre de masse = nombre de protons + nombre de neutrons)

Z (Le nombre atomique = nombre de protons)

Parfois nous écrivons le symbole comme suit : $^{A}_{Z}X_{N}$

Exemple :

Ecris le symbole chimique du noyau de l'atome d'Aluminium sachant qu'il renferme 13 protons et 14 neutrons.

La solution :

Le symbole de l'élément aluminium est Al et le symbole du noyau de l'atome d'aluminium est $^{27}_{13}Al$

Les isotopes

Les isotopes : Ce sont les atomes d'un même élément qui ont même nombre atomique (Z), c'est-à-dire que les noyaux des atomes renferment le même nombre de protons et diffèrent dans le nombre de neutrons dans le noyau.

Ceci veut dire que les atomes des isotopes se ressemblent dans le nombre des électrons et leur ordre autour du noyau, ainsi se ressemblent dans leurs propriétés chimiques.



Les exemples sur les isotopes sont abondantes, la plupart des éléments du tableau périodique ont des isotopes, même l'élément le plus simple dans la nature qui est l'hydrogène a trois isotopes qui sont $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}H$, $^{3}_{1}H$ Le noyau de l'isotope $^{1}_{1}H$ renferme un proton, le noyau de l'isotope $^{2}_{1}H$ est nommé deutron et il est formé d'un proton et un neutron, le noyau du Tritium est formé d'un proton et deux neutrons.

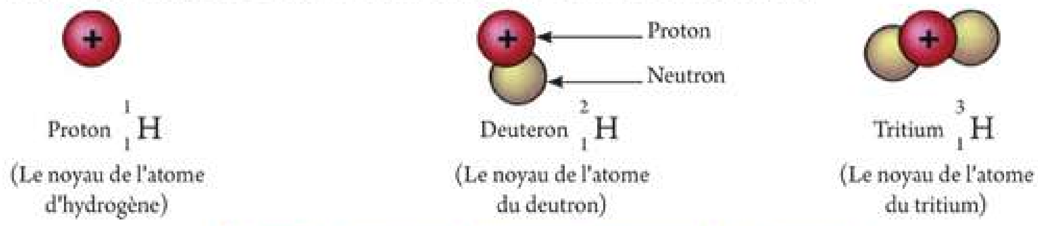


Figure (2) Les noyaux des atomes des isotopes de l'hydrogène

L'élément oxygène a aussi trois isotopes $^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$, $^{18}_{8}O$

Il est possible de déterminer les masses atomiques des élements en connaissant les masses atomiques relatives des isotopes et le taux d'existence de chacun d'eux.

Exemple :

Calcul la masse atomique de l'élément cuivre sachant qu'il existe dans la nature sous forme de deux isotopes qui sont ^{63}Cu (le taux d'existence 69.09 %) et ^{65}Cu (le taux d'existence 30.91 %)

[^{63}Cu = 62.9298 uma , ^{65}Cu = 64.9278 uma]



La solution :

La coopération du ^{63}Cu dans la masse atomique = $62.9298 \times \frac{69.09}{100}$ = 43.4782 u ma

La coopération du ^{65}Cu dans la masse atomique = $9278 \times \frac{30.91}{100}$ = 20.069 u ma

La masse atomique du cuivre = 43.4782 + 20.069 = 63.55 u ma

Connaissance enrichissante

Dans la chimie nucléaire sont utilisés d'autres termes nucléaires outre que les isotopes tels que :

- Les isobares : Ce sont les noyaux des atomes des éléments différents qui ont le même nombre de masse (A), mais différent dans le nombre atomique (Z) tels que $^{17}_{9}F$, $^{17}_{8}O$
- Les isotones : Ce sont les noyaux des atomes des éléments différents qui ont le même nombre de neutrons mais diffèrent dans le nombre de masse tels que $^{17}_{9}F_8$, $^{16}_{8}O_8$



Les unités de la masse et de l'énergie

L'unité de mesure de la masse dans le système international c'est le kilogramme, mais puisque les masses des atomes des isotopes des éléments sont très petites ; les savants ce ont décidés à d'utiliser une petite unité pour mesurer la masse des atomes nommée "unité de masse atomique" qui prend le symbole (u) ou (u.m.a).ce vaut $1.66.10^{-27}$ kg.

On peut calculer l'énergie qui est égale à l'unité de masse atomique "u" Comme suit on suppose une masse de valeur (1u) s'est transformé complétement en énergie, La valeur de l'energie obtenue (E) peut être calculer suivant Einstein par la reltion $E = mc^2$.

(C) La vitesse le la lumiére dans l' espace qui est égale à (3×10^8 m/s).

$\therefore E = (1.66 \times 10^{-27}) \times (3 \times 10^2)^2$

$E = (14.94 \times 10^{-11})$ joule = $\frac{14.94 \times 10^{-11}}{1.605 \times 10^{-11}}$ 931Mev

On peut déduire que la masse et l'énergie sont équivalents

$\therefore 1u \simeq 931Mev$

Sais-tu ?

L'unité de l'énergie dans le système international (SI) c›est le Joule. Mais dans la physique et la chimie nucléaire une autre unité est utilisée nommée l'élection volt qui a pour symbole (eV) car $1 eV = 1.602 \times 10^{-19}$ J

Il existe aussi une unité plus grande , c'est le million électron volt qui a pour symbole (MeV) car :

$$1 MeV = 1.6 \times 10^{-13} J$$



Les forces nucléaires

Au début de cette unité, nous avons cité que le noyau est formé de protons positivement chargés et des neutrons qui ne portent pas de charge. Mais qu'est ce qui fait que le noyau de l'atome est cohérent ? ou qu'est ce qui mène à la cohésion des nucléons dans le noyau ?

Il est connu qu'il existe une répulsion entre les protons dans le noyau à cause des forces électriques, ainsi il est impossible que le noyau soit stable si la seule force qui existe entre les protons sont les forces de coulomb électriques, certainement, il existe une force d'attraction entre les nucléons à l'intérieure du noyau, comme la force d'attraction qui se trouve entre deux corps matériels, mais la valeur de cette force d'attraction est très petite et n'est pas équivalente à la force de répulsion électrique entre les nucléons.

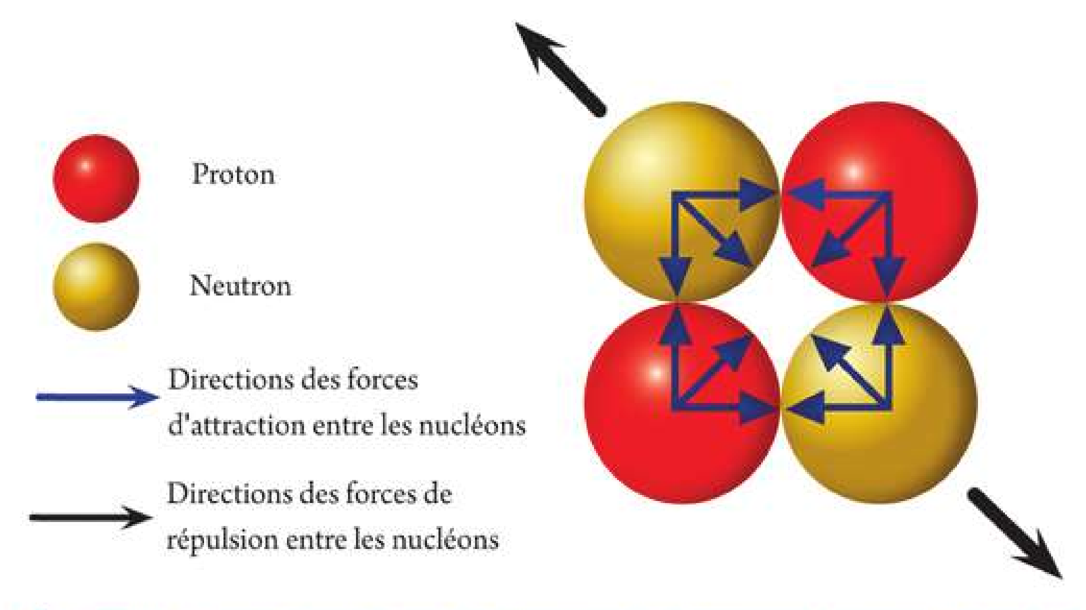


Figure (3) Si la force d'attraction entre les nucléons est très petite, ceci exige la présence d'une force qui mène à pousser les nucléons les uns vers les autres.

Il est évident que le groupement entre les nucléons dans le noyau ne peut pas garantir la stabilité du noyau sauf en présence d'autres forces qui mènent à la cohésion des nucléons. Ces forces sont nommées "force nucléaire" et que ont les caractéristiques suivantes.

- Force à court terme.
- Force qui ne se base pas sur la nature des nucléons, elle est la même dans les paires suivantes (proton – proton, proton – neutron, neutron – neutron).
- Force énorme.



Energie de liaison nucléaire

Il a été prouvé scieutifiquement que la masse du noyau qui est consistante est inferieure á la somme des masses des nucléons qui le forme.

Ce manque dans la masse (Δm) est une propriété. caratéristique pour chaque noyau qui se transforme en energie qui relie les constituants du noyau pour se stabiliser á intérieur de l'espace nucleaire infiniment petit, elle est nommée l'energie de liaison nucléare.

En utilisant la loi d'Einstein pour transformer la masse en énergie, ainsi.

La baisse dans la masse = masse théorique - masse effective

$$\text{Energie de liaison nucléaire BE(MeV)} = [\text{la baisse dans la masse}] \times 931$$

La valeur avec laquelle chaque nucléon a coopéré dans l'énergie de liaison est nommée "L'énergie de liaison pour chaque nucléon", elle est égale à ($\frac{BE}{A}$). Cette energie de liaison pour chaque nucléon est un repère pour la stabilité du noyau

Exemple:

Sachant que la masse réelle du noyau de l'atome de hélium $^{4}_{2}He$ = 4.00151 u mesurée pratiquement

Calcul l'énergie de liaison nucléaire en million electron volt puis calcul l'energie de liaison pour chaque nucléon sachant que la masse du proton = 1.00728 u , masse du neutron = 1.00866 u

La solution:

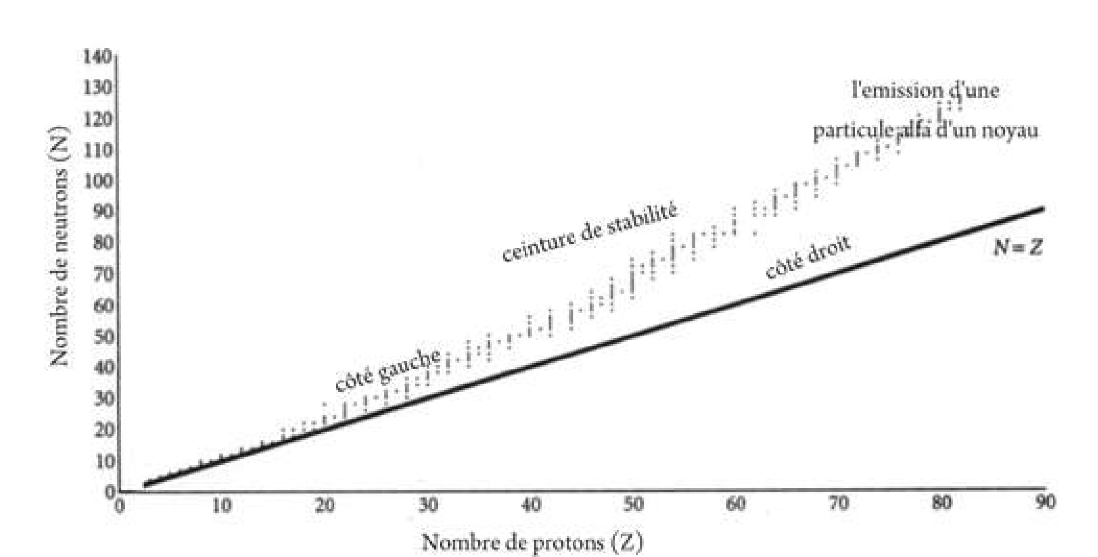
Le noyau de l'atome de hélium se compose de deux protons et deux neutrons et l'energie de liaison est calculée de la relation :

$$BE = [\ (2 \times 1.00728 + 2 \times 1.00866) - 4.00150\ ] \times 931 \text{ MeV} = 28.28 \text{ MeV}$$

$$\text{L'energie de liaison pour chaque nucleon} = \frac{28.28}{4} = 7.07 \text{ MeV}$$

La stabilité du noyau et le rapport (neutron/proton)

L'élément stable (constant) est défini comme étant: l'élément dont le noyau de son atome reste stable avec le temps et n'a aucune radioactivité, tandis que l'élément instable a un noyau qui avec le temps se dissocie à travers la radioactivité. En dessinant une relation graphique entre le nombre de neutrons (N) et le nombre de protons (Z) et ceci pour tous les noyaux des éléments stables qui se trouvent dans le tableau périodique, on remarque que tous les noyaux se trouvent sur ou proche d'une ligne qui dévie légèrement vers le haut avec l'augmentation de "z" que la ligne qui représent N = Z dans la figure (4).



▲ **Figure (4) Ligne de la constante, chaque point sur le dessin représente un noyau stable (pour démontrer seulement)**

En étudiant cette courbe nous pouvons démontrer que :

- Les noyaux des atomes des éléments légers stables ont le nombre des neutrons égale au nombre de protons et le rapport entre eux est 1 : 1, ce rapport augmente graduellement en se dirigeant vers les éléments les plus lourds dans le tableau périodique jusqu'à atteindre 1 : 1.53 dans le cas du noyau de l'atome de plomb $^{208}_{82}Pb$
- Le noyau de l'élément dont la position, est du côté gauche de la ceinture de stabilité est généralement un noyau instable et son nombre de neutron est plus grand que la limite de stabilité, ce noyau acquis sa stabilité quand l'un des neutrons en plus se transforme en proton et le dégagement d'un électron négatif nommé particule Beta et qui prend le symbole ($\overline{\beta}$).
- Le noyau de l'élément dont la position est du côté droit de la ceinture de stabilité, a un nombre de protons plus grand que la limite de stabilité, ce noyau acquis sa stabilité quand l'un des protons en plus se transforme en neutron et le dégagement d'un électron positif nommé positron et prend le symbole (β^+), ainsi le rapport neutron – proton dans le noyau se modifie pour s'approcher de la ceinture de stabilité.
- Le noyau de l'élément dont le nombre atomique est grand, prend une position au dessus de la ceinture de stabilité, ce noyau acquis sa stabilité en dégageant (2 protons + 2 neutrons) sous la forme d'une particule nommée alpha et qui prend le symbole (α).





Le modèle Quark

En 1964 le savant (Maraygel – man) a prouvé que les protons sont considérés un groupement de particules élémentaires chacun d'eux fut nommé Quark, il y en a six genres de quarks , chaque Quark prend le symbole Q et prend une charge relative à la charge de l'electron et prend les valeurs $(-\frac{1}{3}e \text{ ou } +\frac{2}{3}e)$

et le plan suivant démontre les genres de quarks et les valeurs Q pour chacun d'eux :

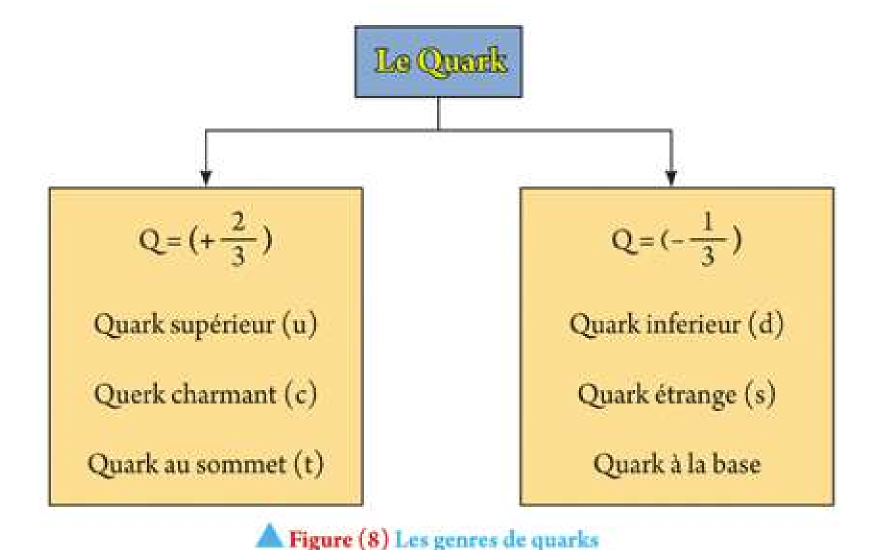


Figure (8) Les genres de quarks

Structure du proton :

Le proton se compose du lien de 2 quarks superieurs (u) avec un quark inférieur (d)

La charge électrique positive du proton Q_p est interprétée comme étant la somme des charges des trois quarks qui le forme.

$$Q_p = \underset{(u)}{\frac{2}{3}} + \underset{(u)}{\frac{2}{3}} - \underset{(d)}{\frac{1}{3}} = +1$$

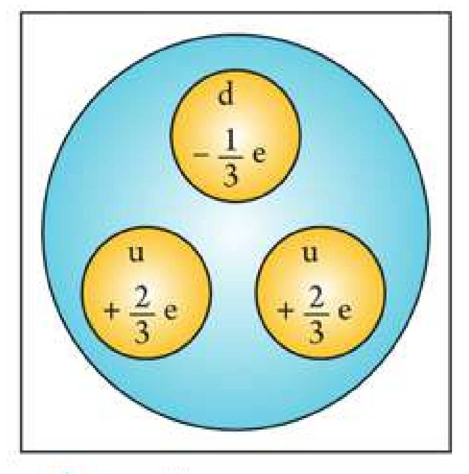


Figure (6) structure du proton:

Structure du neutron :

Le neutron so compse du lien de 1 quark superieur (u) avec 2 quarks inférieur (d)

La charge electrique neutre du neutron Q_n est interpretée comme étant la somme des charges des trois quarks qui le forme

$$Q_n = \underset{(u)}{\frac{2}{3}} + \underset{(d)}{\left(-\frac{1}{3}\right)} + \underset{(d)}{\left(-\frac{1}{3}\right)} = 0$$

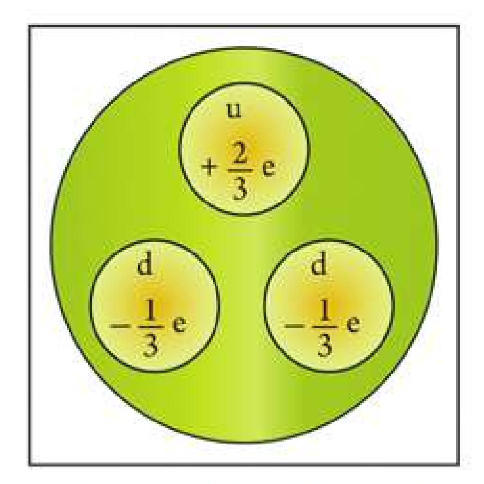


Figure (6) Structure du neutron



Deuxième leçon : La radioactivité et les réactions nucléaires

Résultats de l'apprentissage

A la fin de cette leçon, l'élève sera capable de :

- ✓ Comprendre le phénomène de la radioactivité.
- ✓ Comparer entre les radiations alpha, beta et gamma.
- ✓ Comprendre ce que veut dire la période de mi-vie d'un élément radioactif.
- ✓ Classer les réactions nucléaires.
- ✓ Comparer entre les réactions de fission et les réactions de fusion nucléaires.
- ✓ Comprendre le principe scientifique du fonctionnement du réacteur nucléaire.
- ✓ Déterminer quelques effets nuisibles des radiations.
- ✓ Citer quelques utilisations saines des radiations.

Parmi les découvertes importantes qui ont mené à une grande évolution dans nos connaissances concernant l'atome et sa structure, c'est la découverte du phénomène de la radioactivité. C'est le savant Henri Becquerel au début de 1896 qui a découvert ce phénomène, c'est Madame Curry qui fut la première, a nommé ce phénomène en 1898.

Durant la découverte du phénomène de la radioactivité les savants étaient intéressés à savoir la nature des radiations émises et de comparer entre leurs propriétés et suivirent pour ceci deux moyens qui sont :

- Examiner le pouvoir des radiations à traverser les matières.
- Mesurer la déviation des radiations sous l'effet du champ magnétique et le champ électrique Les expériences ont prouvé qu'il y a trois genres de radiations émisses des matières radioactives naturelles, qui sont:

- Les radiations Alpha(α): Ce sont des particules formées chacune d'elles de deux protons et deux neutrons.

  Ceci veut dire que chaque particule alpha est considérée le noyau de l'atome de hélium $^{4}_{2}He$ .Dans les réactions nucléaires, la particule alpha prend le symbole α.



- Les radiations Béta : Ce sont des particules qui portent les propriétés des électrons ($^{0}_{-1}e$) en ce qui concerne la masse et la vitesse, les particules béta se libèrent des noyaux des atomes des éléments radioactifs ou durant les réactions nucléaires et la masse de la particule béta est négligeable par rapport à l'unité de masse atomique et sa charge est équivalente à l'unité des charges négatives, elle prend comme symbole (β^-).

- Les radiations Gamma : Ce sont des ondes électromagnétiques qui ont une longueur d'onde très courte, leur vitesse égale celle de la lumière, ce sont les ondes électromagnétiques les plus courtes dans leurs longueurs d'ondes, aprés les ondes universelles ainsi elles ont une grande fréquence et l'énergie de leurs photons est grande, et puisqu'elles sont des ondes électromagnétiques, ainsi elles ne portent pas de charge et non pas de masse et le dégagement des radiations gamma ne mène pas à la variation dans le nombre de masse ou le nombre atomique des noyaux. Les radiations gamma se libèrent des noyaux des atomes des éléments quand ces noyaux sont instables (leurs énergies est plus grande que celles en cas de stabilité).

Le tableau suivant démontre la comparaison entre les propriétés des trois genres de radiations qui se libèrent des matières radioactives:

Les radiations	**Le symbole**	**Nature des radiations**	**La masse rapprochée**	**Pouvoir d'ioniser les atomes du milieu qu'il traverse**	**Pouvoir de pénétration**	**Déviation par le champ électrique ou magnétique**
Alpha	α $^{4}_{2}He$	Le noyau de l'hélium 2 protons 2 neutrons	Quatre fois la masse du proton	A un grand pouvoir	Faible, une feuille de papier empèche le passage	Déviation faible
Béta	β $^{0}_{-1}e$	Electron	$\frac{1}{1800}$ de la masse du proton	Moins que celle de alpha	La moyenne lamelle d'aluminium de 5 mm d'épaisseur empèche son passage	Grande déviation
Gamma	γ	Ondes électroma-gnétiques	-----	Le moindre pouvoir parmi les radiations	Le plus grand pouvoir de pénétration. Elle traverse une lamelle de plomb de quelques centimètres mais son intensité diminue	Ne dévie pas

▲ **Table (3) démontre la comparaison entre les genres de radiations.**





Période de mi-vie

Quand les particules alpha ou les particules béta ou les radiations gamma se libèrent du noyau de l'atome de l'élément radioactif nous disons : que ce noyau a subit une dissociation radioactive. La radioactivité de la matière radioactive diminue avec le temps. Le temps nécessaire pour la désintégration de la moitié du nombre de noyaux des atomes de l'élément radioactif est nommé période demi -vie $t_{\frac{1}{2}}$. En prenant par exemple un échantillon de l'élément iode radioactif (iode – 131), un seul noyau se dissocie par seconde parmi 1000,000 de noyaux d'iode existant à ce moment. La figure suivante représente la décomposition de (iode – 131) figure (7).

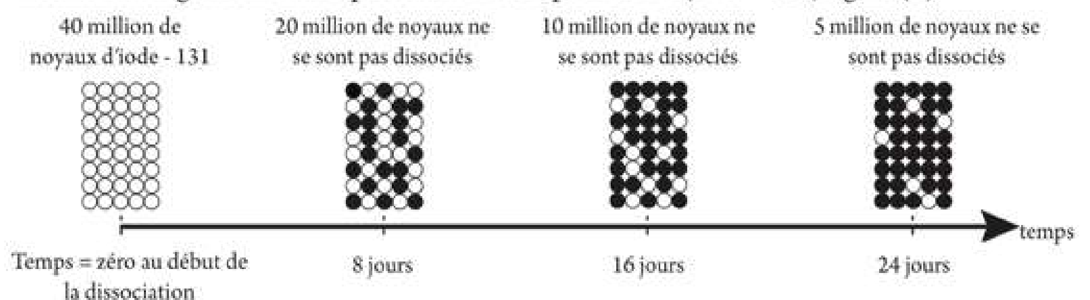


Figure (7) Le temps durant lequel le nombre de noyaux de l'iode diminue à la moitié du nombre original est nommé période de mi-vie.

Dans cette figure ○ représente un million de noyaux d'iode qui ne se dissocient pas et ● représente un million de noyaux d'iode qui se sont dissociés. Il est possible de répresenter la dissociation de l'iode - 131 par la relation graphique comme dans la figure (10).

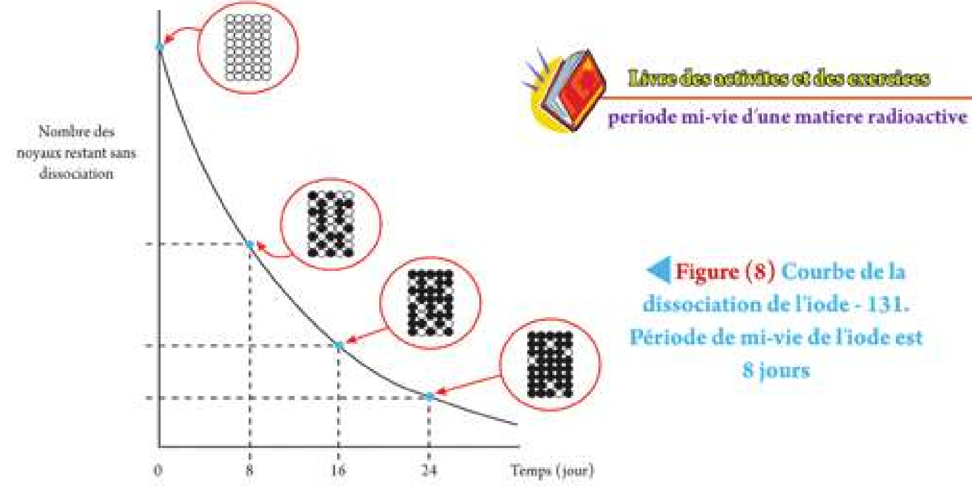


Figure (8) Courbe de la dissociation de l'iode - 131. Période de mi-vie de l'iode est 8 jours

Exemple:

Calcul la période de mi-vie d'un élement radioactif sachant qu'un echantillon de masse 12g , il en reste de lui 1.5g après une durée de 45 jours.

La solution:

$$12\text{ g} \xrightarrow[(1)]{t_{\frac{1}{2}}} 6\text{ g} \xrightarrow[(2)]{t_{\frac{1}{2}}} 3\text{ g} \xrightarrow[(3)]{t_{\frac{1}{2}}} 1.5\text{ g}$$

$$\because D = 3 \quad \therefore\ t_{\frac{1}{2}} = \frac{t}{D} = \frac{45}{3} = 15 \text{ jours}$$

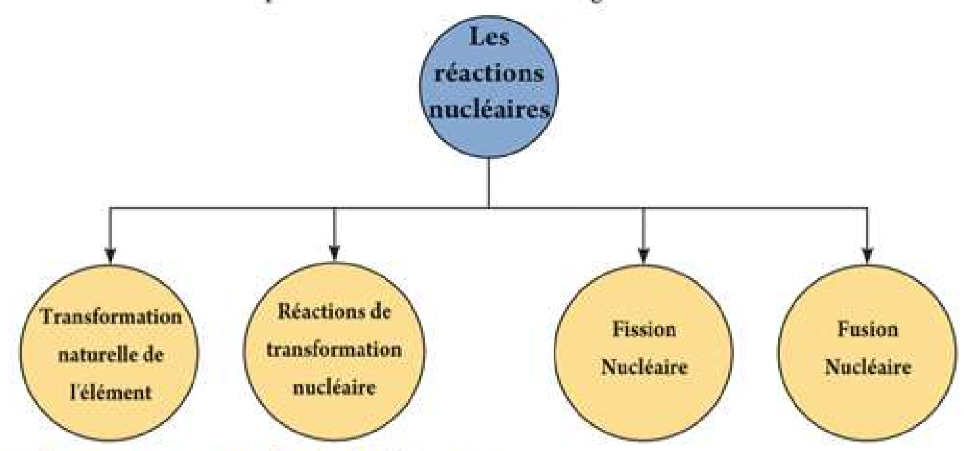
Que veut-on dire par: la période demi-vie de l'iode radioactif 131 égale 8 jours ?

Ceci veut dire que le temps durant lequel le nombre de noyaux de l'élément de l'iode radioactif baisse à la moitié du nombre original au moyen de la radioactivité, ce temps égal 8 jours. la période de mi-vie est utilisée pour déterminer l'âge des roches et des momies.

Les réactions nucléaires

Les réactions nucléaires sont des opérations qui consistent à varier la structure des noyaux des atomes des réactifs et la formation des noyaux des atomes de nouveaux éléments durant la rencontre des noyaux des atomes réagissant. Les réactions nucléaires diffèrent des réactions chimiques car la réaction chimique a lieu entre les atomes des éléments au moyen de l'union entre les électrons qui existent dans les niveaux d'énergie externes des atomes des réactifs. Aucun changement a lieu dans les noyaux de ces atomes.

Les réactions nucléaires peuvent être classées dans les genres suivants :



Transformation naturelle de l'élément :

Cette transformation a lieu aux noyaux des atomes des éléments qui ont placés au dessus ou au dessous de la courbe de stabilité, dans ce cas le rapport ($\frac{N}{Z}$) varie du rapport qui existe dans les noyaux stables qui se trouvent sur la courbe, comme résultat de cette transformation, le noyau change spontanément et se transforme en un autre noyau en dégageant des radiations alpha ou des radiations béta.

Par exemple : Le noyau de l'Uranium -238 se dissocie et se transforme en noyau du thorium -234 en dégageant une particule alpha, cette opération est décrite par la réaction nucléaire suivante :

$$^{238}_{92}U \longrightarrow ^{234}_{90}Th + ^{4}_{2}He$$

Remarque que dans cette équation l'uranium 238 s'est transformé en un autre élément thorium- 234. Remarque aussi que le nombre de masse (A) du noyau original égal la somme des nombres de masse de la particule alpha et le noyau obtenu. De même le nombre atomique (Z) est égal dans les deux extrémités de l'équation.



De même le noyau de l'atome de carbone radioactif $^{14}_{6}C$ se transforme en noyau de l'atome de nitrogène $^{14}_{7}N$ avec dégagement d'une particule béta. La particule béta n'est qu'un électron qui se dégage du noyau, cette réaction est exprimée par l'équation nucléaire suivante :

$$^{14}_{6}C \longrightarrow ^{14}_{7}N + ^{0}_{-1}e$$

Remarque que pendant le dégagement d'une particule béta, à ce moment un neutron dans le noyau du carbone s'est transformé en proton ce qui a mené à l'augmentation du nombre atomique de un, tandis que le nombre de masse (nombre de nucléons) reste sans changement, remarque aussi que la particule béta prend le symbole $^{0}_{-1}e$, et le nombre (-1) représente la charge de l'électron tandis que le zéro veut dire que la masse est négligée en la comparant à la masse du proton ou le neutron, dans cette équation, nous remarquons l'équilibre dans le nombre de masse (A) et le nombre atomique (Z).

La transformation nucléaire (élementaire)

Si nous voulons que deux noyaux réagissent, il faut que l'un d'eux doit être accéléré de façon a acquiert une énergie cinétique convenable , qui lui permet de s'approcher de l'autre noyau. Le noyau qui fut accéléré est nommé projectile et l'autre noyau est nommé le but. Comme exemple des projectiles : le proton $^{1}_{1}H$, le deutron $^{2}_{1}H$, la particule alpha $^{4}_{2}H$, et la neutron $^{1}_{0}n$

Ces projectiles peuvent être accélérés en utilisant des appareils nommés accélérateurs nucléaires tels que le fondegraphe et le cyclotron. Le premier savant qui a produit une réaction nucléaire artificielle c'est Rutherford en 1919 et il a découvert que durant le passage de la particule alpha dans le gaz nitrogène, la particule alpha se mélange au noyau de l'atome de nitrogène formant le noyau de l'atome de fluor $^{18}_{9}F$ qui est nommé "noyau composé". Ce noyau est instable et a une grande énergie.

Ce noyau a tendance à se débarrasser de l'énergie en plus pour reprendre la position de stabilité et il se dégage un proton rapide et le noyau de l'atome de nitrogène se transforme en noyau de l'atome d'oxygène en observant cette réaction nucléaire, nous pouvons dire qu'elle se termine en deux étapes.

- Première étape : $^{4}_{2}He + ^{14}_{7}N \longrightarrow [^{18}_{9}F^{*}]$
- Deuxième étape : $[^{18}_{9}F^{*}] \longrightarrow ^{17}_{8}O + ^{1}_{1}H$

Il est remarquable que dans la réaction nucléaire artificielle, les éléments des réactifs se transforment en d'autres éléments différents. Dans l'expérience de Rutherford le nitrogène s'est transformé en oxygène. Voici quelques exemples de réactions nucléaires artificielles qui mènent à la transformation d'un élément en un autre :

$$^{27}_{13}Al + ^{1}_{1}H \longrightarrow [^{28}_{14}Si^{*}] \longrightarrow ^{24}_{12}Mg + ^{4}_{2}He$$

$$^{26}_{12}Mg + ^{2}_{1}H \longrightarrow [^{28}_{13}Al^{*}] \longrightarrow ^{24}_{11}Na + ^{4}_{2}He$$

$$^{6}_{3}Li + ^{1}_{0}n \longrightarrow ^{3}_{1}H + ^{4}_{2}He$$

Il est très important pendant les réactions nucléaires en état d'équilibre de prendre en considération les deux lois de la conservation de la charge et la conservation de la masse et l'énergie. La loi de la conservation de la charge exige que la somme des nombres atomiques dans l'extrémité gauche de l'équation soit égale à la somme des nombre atomiques dans l'extrémité droite de l'équation. La loi de la conservation de la masse et de l'énergie exige la conservation du nombre de masse c'est-à-dire il faut que la somme des nombres de masse dans l'extrémité gauche de l'équation soit égal à la somme des nombres de masse dans l'extrémité droite.

La fission nucléaire

En 1939, les savants ont abouti à un genre de réactions nucléaires nommé la fission nucléaire. La fission nucléaire c'est la subdivision d'un noyau lourd en deux noyaux rapprochés dans leurs masses comme résultat d'une réaction nucléaire déterminée. En projetant le noyau de l'atome de l'uranium 235 avec un neutron, le neutron n'a pas besoin d'une grande vitesse pour pouvoir pénétrer dans le noyau car il ne rencontre pas une répulsion car c'est un projectile neutre. Le neutron lent pénètre dans le noyau de l'uranium 235 qui se transforme à l'isotope de l'uranium 236 qui est un isotope instable qui persiste pendant 10^{-12} seconde et le noyau de $^{236}_{92}U$ se fissure en deux noyaux X et Y qui sont nommés fragments de la fission nucléaire. Il y en a deux possibilités pour ces fragments et il y en a aussi 90 noyaux naissants différents qui proviennent de cette fission, de même généralement il se produit entre deux neutrons ou trois dans cette opération.

Il est possible de représenter cette réaction par l'équation suivante :

$$^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n \longrightarrow [^{236}_{92}U^{*}] \longrightarrow X + Y + 2 \text{ or } 3\,^{1}_{0}n$$

Parmi les résultats importants de la fission nucléaire le baryum et le krypton selon l'équation:

$$^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n \longrightarrow ^{141}_{56}Ba + ^{92}_{36}Kr + 3\,^{1}_{0}n$$

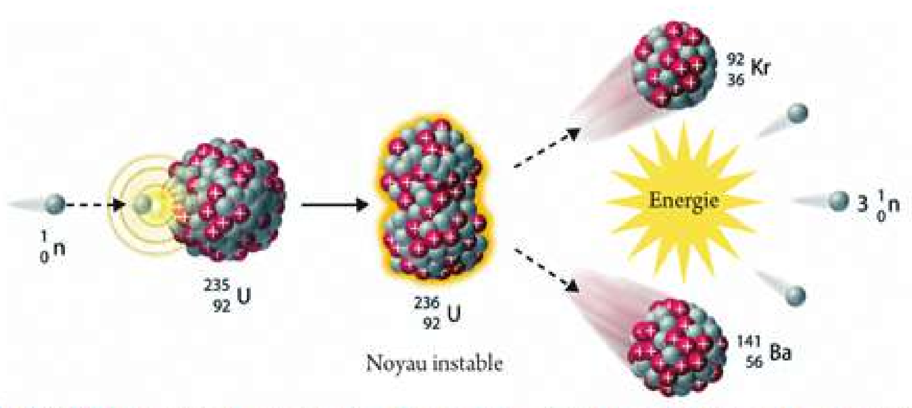


Figure (9) Représente l'opération de la fission de l'uranium 235 en le projetant par un neutron



La fusion nucléaire

La division d'un noyau lourd en deux noyaux moyens est nommée fission nucléaire, mais la fusion de deux noyaux légers pour former un noyau plus lourd est une réaction nucléaire nommée "la fusion nucléaire". Comme par exemple la fusion entre deux deutrons pour former le noyau de l'hélium, à ce moment la masse du noyau de hélium est plus petite que celle de la masse des deux deutrons, par suite cette différence de masse se transforme en une quantité d'énergie évaluée à 3.3 million électron volt qui est libérée de la fusion des deux deutrons. Cette fusion nucléaire est représentée dans l'équation nucléaire suivante :

$$ {}_{1}^{2}H + {}_{1}^{2}H \longrightarrow {}_{2}^{3}He + {}_{0}^{1}n + 3.3\ MeV $$

Pour que la réaction de fusion ait lieu cela exige une température très élevée qui peut atteindre 10^7 degré absolu. A cause de la hausse dans la température ainsi la réaction de fusion est difficilement applicable dans les laboratoires. Cette réaction a lieu à l'intérieur du soleil (et peut avoir lieu dans la plupart des étoiles) car la température peut atteindre des millions de degré. La fusion nucléaire c'est la source d'énergie destructive de la bombe à hydrogène.

Le réacteur nucléaire

Nous avons vu que dans l'opération de la fission nucléaire qu'un groupe de neutrons sont produits et en plus les fragments de la fission. Chacun des neutrons (si sa vitesse est convenable) peut faire la fission de nouveaux noyaux de ${}_{92}^{235}U$ et il se produit de ces nouvelles fissions d'autres nouveaux neutrons qui peuvent accomplir la même opération précédente et fissurent d'autres noyaux de ${}_{92}^{235}U$ Pour cette raison, cette réaction est nommée "réaction en chaine". La figure (12) démontre la façon de la multiplication du nombre des noyaux fissurés.

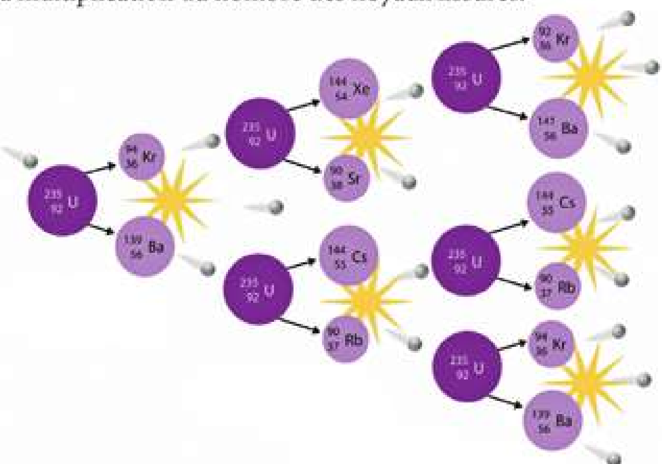


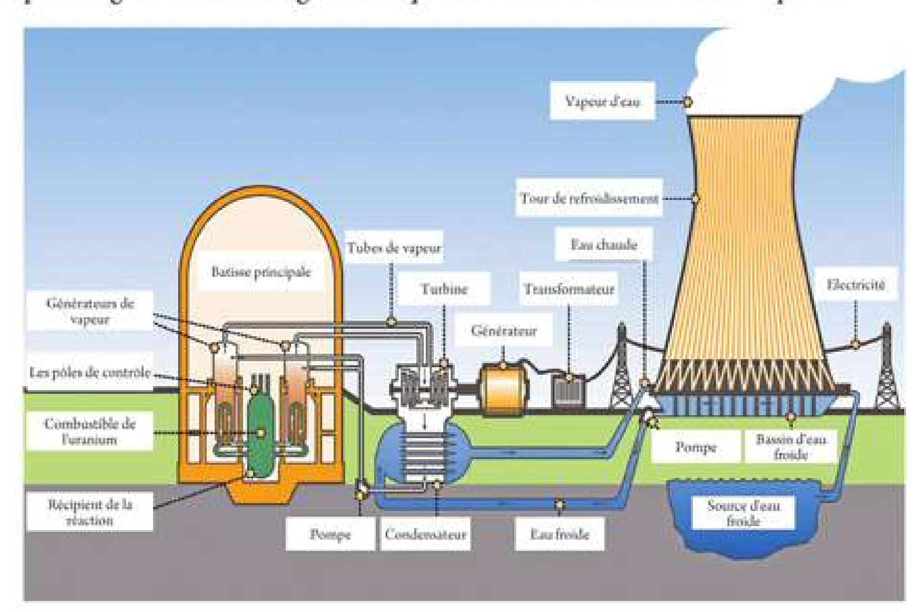
Figure (10) La réaction en chaine commence quand le noyau de l'atome de l'uranium capte un neutron

La réaction en chaine fournit une énergie calorifique énorme qui augmente avec la continuité de la réaction s'il est possible d'utiliser un grand nombre de neutrons produit, c'est le principe du fonctionnement de la bombe atomique. Si nous voulons que la réaction en chaine continue spontanément ceci exige un volume déterminé de l'uranium 235 nommé "volume critique".



C'est la quantité de l'uranium 235 durant laquelle un seul neutron - en moyenne - de chaque réaction commence une nouvelle réaction, de cette façon la réaction continue avec le même taux primitif lent. Si la quantité de l'uranium utilisé est beaucoup plus grande que le volume critique, ainsi la réaction continue à taux rapide qui mène à provoquer une explosion (ceci peut être demandé dans le cas de la fabrication d'une bombe nucléaire). Si nous voulons contrôler la réaction en chaine de façon à obtenir une quantité d'énergie et sans explosion, dans ce cas il faut contrôler le nombre de neutrons qui est produit de la réaction en chaine, ceci a lieu dans le réacteur nucléaire en utilisant des rails de cadmium qui absorbent les neutrons, et en les plaçant dans le réacteur, la réaction en chaine devient plus lente. Il est facile de bien régler le taux en contrôlant la position et le nombre des rails.

Le réactions nucleaire est une souce de chaleur utiliseé pour engendrer de la vapeur qui est utiliseé pour engendrer de l'energie electrique en utilisant des turbines de vapeur.



▲ **Figure (13)** **Figure schématique du réacteur nucléaire pour produire de l'énergie (à savoir seulement)**

Comparaism entre réactions chimiques et les réactions nucleaires

Réactions chimiques	Réactions nucléaires
Ont lieu au moyen des électrons du niveau externe	Ont lieu au moyen des constituants des noyaux des atomes
Il n'y a pas de transformation d'un élément en un autre	Généralement elles sont accompagnées de la transformation d'une matière en une autre ou un isotope
Les produits ne diffèrent pas avec la variation de l'isotope de l'élément	Les isotopes du même élément donnent des produits différents
L'énergie obtenue est petite	L'énergie obtenue est grande

▲ **Table (3)** **comparaison entre les réactions chimiques et les réactions nucléaires**





Les utilisation pacifiques des radiations

Les matières radioactives sont utilisées dans plusieurs domaines tels que dans la médecine, l'industrie, l'agriculture et les recherches scientifiques, de même que l'énergie énorme qui se libère des réacteurs nucléaires est utilisée pour produire l'énergie électrique dans les stations des forces électriques. Nous citons en ce qui suit quelques exemples des matières radioactives dans les différents domaines.

Dans le domaine de la médecine

Les rayons gamma qui se libèrent de l'isotope du cobalt 60 et le césium 137 sont utilisés pour tuer les cellules cancéreuses et ceci en faisant diriger les rayons gamma vers le centre de la tumeur, de même le radium 226 est utilisé sous forme d'injection dans la tumeur cancéreuse dans le but de tuer ces cellules.

Dans le domaine industriel

Les rayons gamma sont utilisés pour le contrôle mécanique de quelques lignes de production telle que l'opération du contrôle mécanique pour couler l'acier en fusion. Dans ce cas une source des radiations gamma tels que le cobalt 60 ou le césium 137 est mise sur l'un des cotés de l'appareil de coulement et sur l'autre coté est placé un détecteur de radiation qui reçoit les rayons gamma et quand la masse de l'acier atteint un certain niveau à ce moment le détecteur ne peut plus recevoir les radiations gamma et l'écoulement de l'acier s'arrête.

Dans le domaine agricole

Les graines sont exposées à des doses différentes des radiations gamma dans le but de provoquer des mutations dans les embryons puis une sélection a lieu sur les meilleures graines pour obtenir des plantes plus productives et plus résistantes. Les radiations gamma sont utilisées pour la stérilisation des produits végétaux et animaux pour les protéger contre l'abimation et allonger la durée de conservation. Les radiations gamma sont utilisées pour la stérilisation des mâles des insectes pour limiter la propagation des parasites.

Dans le domaine des recherches scientifiques

Les réacteurs nucléaires de recherche sont utilisés pour préparer plusieurs isotopes radioactifs qui sont utilisés dans plusieurs recherches scientifiques telles que la possibilité de savoir ce qui se produit dans les plantes et ceci en plaçant des matières radioactives dans les matières essentielles que les plantes utilisent puis poursuivre les radiations émisent de ces matières pour savoir leur cycle dans les plantes comme par exemple l'introduction de l'eau contenant de l'oxygène radioactif et suivre ces traces.





Les effets nuisibles des radiations

Généralement, il existe deux genres de radiations :

- Les radiations ionisées : Ce sont les radiations qui produisent des changements dans la structure des tissus auxquels ils sont exposés. Ces radiations constituent par exemple les radiations alpha, les radiations béta, les radiations gamma et les rayons X. Quand ces radiations cognent les atomes de n'importe quelle matière, celles-ci s'ionisent, pour cette raison elles sont nommées radiations ionisées.
- Les radiations non-ionisées : Ce sont les radiations qui ne produisent pas des changements dans la structure des tissus auxquels ils sont exposés. Parmi les exemples de ces radiations, les radiations de radio émisent des cellulaires, les micro-ondes, la lumière, les rayons infrarouges, les rayons ultraviolets et les radiations laser.

Premierement: Dangers des radiations ionisées

Quand les radiations ionisées tombent sur la cellule, elles mènent à l'ionisation de l'eau qui représente la plus grande partie de la cellule vivante, ceci mène à la détérioration de la cellule, la brisure des chromosomes et causent quelques changements génétiques.

Et sur le plan éloigné, il se produit des effets dans la cellule qui mène à:

- La mort de la cellule
- Empêcher ou retarder la division cellulaire ou augmenter le taux de la division ce qui mène à des tumeurs cancéreuses.
- Provoquer des changements permanents dans la cellule qui se transmettent génétiquement aux générations suivantes et qui fait paraitre des nouvelles naissances qui diffèrent des parents qui les produisent.

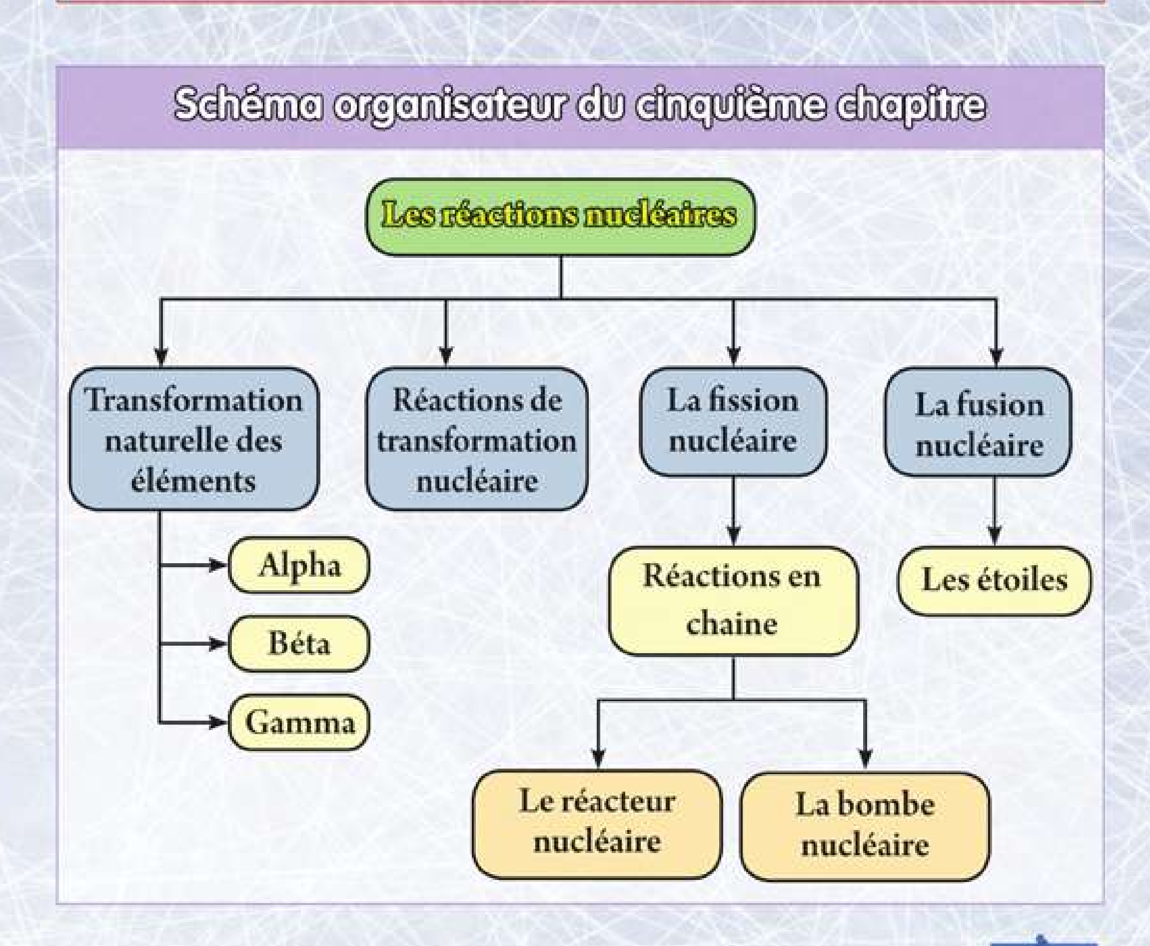
Deuxiémement: Dangers des radiations non-ionisées

Par exemple les radiations émisent des poteaux de cellulaire peuvent causées des changements physiologiques dans le système nerveux, ceci fait que les habitants proches de ces poteaux subissent des maux de tête,vertige et les symptômes de surmenage. Les savants ce sont décidés qu'il faut que la distance entre les habitations et les poteaux de cellulaire soit au moins 6 mètres qui sont une distance de sécurité. Par rapport au téléphone portable, son danger provient des ondes de radio qu'il émet car les champs magnétiques et électriques de ces ondes affectent les cellules et causent l'élévation de la température des cellules qui absorbent l'énergie. Les recherches ont signalé que l'utilisation du lap top en le plaçant sur les genoux affecte la fertilisation.

Les termes essentiels dans le cinquième chapitre

- **Les isotopes :** Les atomes des mêmes éléments qui ont le même nombre atomique (Z) mais diffèrent dans le nombre de neutrons dans le noyau.
- **Les forces nucléaires :** Ce sont les forces qui mènent à la cohésion des nucléons dans le noyau.
- **Le proton :** Se compose du lien de 2 quarks supérieurs (u) et 1 quark inférieur (d).
- **Le neutron :** Se compose du lien de 1 quark supérieur (u) et 2 quarks inférieurs (d).
- **Période de mi-vie :** C'est le temps durant lequel le nombre de noyaux de l'élément radioactif diminue à la moitié de celui du nombre original au moyen de la radioactivité.
- **La fission nucléaire :** C'est la division d'un noyau lourd en deux noyaux rapprochés dans leurs masses comme résultat d'une réaction nucléaire.
- **La fusion nucléaire :** C'est une réaction nucléaire durant laquelle a lieu la fusion de deux noyaux légers pour former un noyau plus lourd.

Schéma organisateur du cinquième chapitre



References

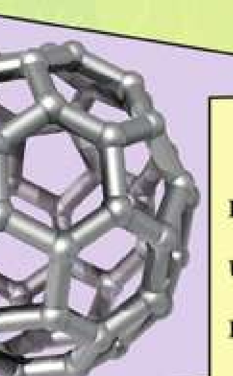
- Nawal Shalabi. NanoTechnology and Scientific Education, Cairo, Egyptian International Publishing Company, Longman. (under printing).
- Noha Alwi Al Habashe. What is Nano Technology, Riyadh, King Fahd National Library. 2003.
- Khaled Ananza. Harmful Wastes and the Environment, Al Ahly Publishing and Distributing Company. 2002.
- Ganin Amous. Environmental Pollution, Shrouk Publishing Company, 2002.
- Jeraldin Manian. Life and Environmental Science (The Advancement of the Relationships Between the Living, Environmental Science, and the Large Mediums in Life) Awaydad Publishing and Distributing Company. 2008.
- Mohamed Ahmed Khalil. Chemistry of the Environment and Air Pollution, Dar Elthkafa for Publishing and Distributing, 2006.
- Principles of General Chemistry, Ahmed Medhat Islam and others, Alfalah Library. Kuwait, 1977.
- Michal G Senko. Chemistry, the eighth part, Macangro Hall for Publishing, Cairo, 1981.

Internet Sites:

- http://en.www.Wikipedia.org/wiki/
- http://www.chemguide.co.uk/index.html#top
- http://en.wikipedia.org/wiki/Acid
- http://wps.prenhall.com/wps/media/objects/439/449969/Media_Portfolio/ch14.html
- http://en.wikibooks.org/wiki/General_Chemistry
- http://www.buzzle.com/articles/chemistry/
- http://scifun.chem.wisc.edu/HomeExpts/HOMEEXPTS.HTML
- http://www.jesuitnola.org/upload/clark/labs.htm#The Molar Relationship of Mass and Gas Volume

Les activités et les exercices

Les contenus du livre des activités et des exercices



Premier chapitre: La chimie est le centre des sciences



Deuxième chapitre: La chimie quantitative



Troisième chapitre: Les solutions les acides et les bases



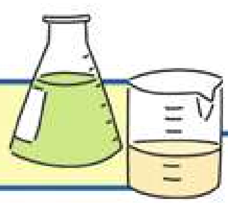
Quatrième chapitre: La thermochimie



Cinquième chapitre: Les réactions nucléaires



Des instruments de laboratoire



Bec bunsen

Support d'instruments

Triangle en porcelaine

Pince de burette

Plat d'évaporation

Tubes à essais

Bécher

Le mortier

Anneau metallique

Bouteilles de gaz

Creuset avec le couvercle

Lunettes de protection

Bouchons en liège

Verre de montre

Flacon conique

Grille

Pipette

Bouchons en caoutchouc

Attrape creuset

Attrape tube

Pipette

Thermomètre

Compte goutte

Pince

Lime

Flacon de lavage

Pipette avec aspirateur

Brosse metallique

Eprouvette graduée

Porte tubes à essais

Cuillère

Entonnoir

Burette graduée

ladle

Les consignes de sécurité



Suit les précautions nécessaires durant l'utilisation d'un appareil ou d'une substance chimique qui portent les consignes de sécurité suivantes

 **Danger sur les yeux** (l'utilisation des lunettes de protection).

 **Manteau de laboratoire** (porte le manteau de laboratoire).

 **Matière corrosive dangereuse utilise** (les lunettes de protection , porte le manteau de laboratoire , ne touche pas les matières chimiques).

 **Danger d'incendie** (pour les filles rattache tes cheveux vers l'arrière , porte le manteau de laboratoire pour ramasser les vêtements larges à l'intérieur et ne pas les exposer à l'incendie).

 **Danger d'empoisonnement** (ne pas mastiquer , ne pas boire ni manger au laboratoire , n'approche pas les mains de ton visage).

 **Danger d'électricité** (soit prudent en utilisant un appareil électrique).

 **Danger d'inspiration** (ne pas inspirer les matières chimiques).

 **Danger d'incendie thermique** (ne pas toucher les instruments chauds).

 **Danger de verre brisé** (ne pas utilisé du verre fissuré ou brisé ne pas chauffer le fond du tube à essai).

 **Danger de détritus** (se débarrasser des matières chimiques en appliquant des indications spéciales).

C **Matière chimique corrosive brulante.**

I **Matière chimique corrosive cause l'allergie accrue.**

F **Matière combustible.**

T **Matière toxique.**

Résumé des étapes qu'il faut suivre en cas de quelques atteintes de labo

L'atteinte	Comment traiter avec
Brulure des acides	Laver les parties atteintes sous l'eau froide pour des durées consécutives puis mettre des compresses du sel bicarbonate.
Evanouissement	Mettre la personne dans un endroit aéré. Mettre sa tête de façon qu'elle penche à un niveau inferieur à celui du corps.
Incendie	Fermer tous les robinets de gaz , détacher les relais électriques , usage de couverture anti-incendie, usage des pompiers pour piegager le feu.
Atteinte de l'oeil	Laver les yeux avec l'eau, ne pas frotter les yeux s'il y à un corps étrange pour ne pas affecter la cornée.
Blessure simple	Laisser le sang coulé et laver la blessure avec l'eau et le savon.
Empoisonnement	Avertir le professeur et le faire savoir que la matière utilisée est responsable de l'empoisonnement.

Quelques instructions générales qu'il faut suivre durant l'utilisation des instruments de laboratoire:

La balance sensible

- Mettre sur le plat de la balance les matières sèches seulement les matières liquides sont pesées par la méthode de la différence.
- Ferme les portes de la balance pendant la pesé ce qui empêche l'erreur provenant des courants d'air.
- La matière pesée est mise au centre du plateau.
- Nettoie le plateau de la balance avec une brosse spéciale.

Les tubes à essais

- Ne pas faire diriger l'ouverture du tube à essai vers le visage ne pas attraper le tube à essai avec la main en chauffant mais il faut utiliser la pince.
- Il faut chauffer le tube du fond et non pas de côté avec une flamme légère pour ne pas le briser par une forte chaleur.

L'éprouvette graduée

- En versant un liquide dans l'éprouvette, il faut attendre que la surface du liquide se stabilise.
- Il faut que l'œil soit à un niveau horizontale de la surface du liquide puis lire la valeur qui correspond à la tangente du liquide.
- Le nombre est écrit suivie de l'unité écrite sur le récipient.

La pipette

- Ne pas chauffer la pipette en l'attrapant avec la main pour une longue durée ou l'approcher d'une source de chaleur.
- Donner le temps suffisant pour la sortie du liquide de la pipette.
- Ne pas bouger la pipette ou souffler à l'intérieur de la pipette pour obliger le liquide de sortir.
- Essaye de ne pas perdre une partie du liquide durant le transport avec la pipette.

La burette

- Elle doit être fixée sur un support métallique de façon qu'elle soit dans une position verticale durant les expériences.
- Remplir la burette avec le liquide après avoir fermé le robinet jusqu'au zéro de la graduation qui se trouve près de la partie supérieure, puis ouvrir le robinet pour dégager l'air qui se trouve au dessous du liquide jusqu'à ce que le liquide atteint le zéro de la graduation puis on ferme le robinet.
- Pour lire la graduation il faut que l'œil soit au niveau du liquide et la lecture correcte a lieu au dessous de la partie concave du liquide.




Première leçon : La science de la chimie et la mesure

Activité d'application : La relation entre la chimie et la biologie (les dangers de la consomation du thé après les repas)



La sécurité



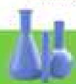
Le but de l'activité

- ☑ Déduire la relation entre la chimie et les autres sciences.
- ☑ L'interprétation du danger de la consommation du thé directement après les repas.



Les compétences qu'il faut acquérir

- ☑ Etablir des hypothèses – l'expérimentation – la conclusion.



Les matières et les outils utilisés

- ☑ Un verre de thé – jus de citron ou la vitamine C – le sel sulfate de fer III – tubes à essais – support de tubes – 2 flacons en verre de 100 ml



Solution



Précipité

Etapes de l'accomplissement de l'activité :

Accomplit avec tes copains de ton groupe en suivant les étapes de la méthode scientifique pour répondre au problème présenté par cette activité.

- Fais dissoudre 3g de sulfate de fer III dans 50 ml d'eau distillée. Prends la partie limpide de cette solution et verse – la dans un tube à essai. Enregistre sa couleur

  La couleur: ....

- Verse dans le tube à essai une petite quantité de thé puis verse dans le tube une quantité d'une solution de sulfate de fer III. Enregistre tes observations.

  L'observation: ....

- Faire dissoudre la vitamine C ou des gouttes de jus de citron dans l'eau distillée.
- Déverse des gouttes de la solution de jus de citron ou la vitamine C sur le précipité formé puis enregistre tes observations. Est-ce que la couleur du précipité revient-elle à la couleur du sulfate de fer III?

  L'observation: ....

La conclusion et l'interprétation :

- Qu'est ce que tu déduit de cette expérience?

  ....

- Démontre comment profiter des résultats de cette expérience dans des situations dans la vie?.

  ....

- De l'expérience précédente démontre comment la chimie coopère à la biologie?

  ....



Activité d'application : Utilisation des instruments de mesure (détermination de la densité de l'eau)



La sécurité

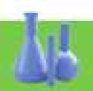
Le but de l'activité

- ☑ L'utilisation des instruments de mesure avec précision.



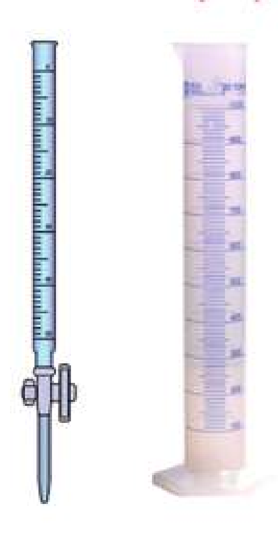
Les compétences qu'il faut acquérir

- ☑ Utilisation des instruments – l'observation.



Les matières et les outils utilisés

- ☑ Un bécher en verre de capacité 100 ml contenant de l'eau distillée – pipette – éprouvette graduée – balance numérique – burette – bouteille en plastique.



Etapes de l'accomplissement de l'activité:

Etapes de l'accomplissement de l'activité:

Premièrement : Détermination de la densité de l'eau distillée en utilisant une éprouvette graduée.

- En utilisant la balance à plateau supérieur détermine la masse de l'éprouvette.
- En utilisant la pipette, remplit l'éprouvette graduée avec l'eau distillée qui se trouve dans le flacon jusqu' a 10 ml
- Détermine la masse de l'éprouvette graduée avec l'eau en utilisant la balance.
- En utilisant les informations que tu a eu , détermine la densité de l'eau.

Enregistrement des informations:

Masse de l'éprouvette vide	Masse de l'éprouvette et l'eau	Masse de l'eau	Volume de l'eau	Densité de l'eau
....	....	....	....	....

Deuxièmement: Détermination de la densité de l'eau en utilisant la burette.

- En utilisant une balance à plateau supérieure, détermine la masse d'une bouteille en plastique petite et vide.
- Remplie la burette 50 ml avec l'eau distillée à la température de la chambre, de l'eau du flacon.
- Enregistre la lecture de la burette au début.
- De la burette, déverse 5 ml de l'eau distillée vers la bouteille en plastique.



- Enregistre la lecture finale de la burette et détermine la volume de l'eau dans la bouteille en plastique.
- Détermine la masse de la bouteille contenant de l'eau en utilisant la balance à plateau supérieur.
- En utilisant les informations que tu a eu, détermine la densité de l'eau.

Enregistrement des informations:

Masse de la bouteille en plastique vide (g)	Masse de la bouteille contenant de l'eau (g)	Masse de l'eau (g)	Volume de l'eau (ml)	Densité de l'eau (g/ml)
....	....	....	....	....

L'analyse:

- Compare la densité de l'eau dans chacune des deux expériences précédentes.

....

- Détermine les sources d'erreurs probables dans les mesures précédentes?

....

- Laquelle des résultats suivants est plus précis et pourquoi?

....



Questions d'évaluation

Premièrement : choisir la réponse correcte :

1. L'un des instruments utilisé pour mesurer la masse des matières............................

   A. burette B. pipette
   C. balance sensible D. flacon arrondi

2. L'un des genres d'instruments en verre utilisés dans les opérations de préparation et de distillation ....

   A. La burette B. La pipette
   C. La balance de précision D. Les flacons arrondis

3. La valeur du PH d'une solution acide est ....

   A. < 7 B. > 7
   C. $= 14$ D. $= 7$

4. L'un des instruments en verre utilisés dans les operations de titrage ....

   A. flacon arrondi B. flacon conique
   C. flacon titré D. la pipette

Deuxièmement: Commente:

1. La mesure est d'une grande importance en chimie.

   ....

2. La science de la chimie est le centre de la plupart des autres sciences telles que la biologie, la physique et l'agriculture.

   ....

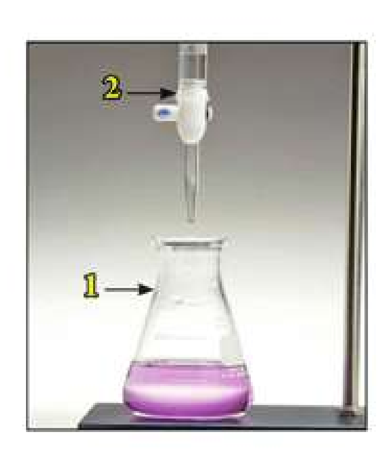
3. La mesure du pouvoir hydrogène est d'une grande importance dans les réactions chimiques et biochimiques. .

   ....

Troisièmement: Ecris le terme scientifique:

1. Une constitution régulière de connaissance qui comporte les vérités, les concepts, les principes, les lois, les hypothèses scientifiques et la façon régulière dans la recherche ....
2. La science qui s'interresse à l'étude de la structure de la matière, ses propriétés et les changements qu'elle subit et la réaction des différentes matières les unes avec les autres et les conditions convenables à ceci ....
3. Comparaison entre une quantité inconnue avec une autre quantité de même genre pour savoir le nombre de fois que la première renferme la deuxième ....
4. Un tube en verre long ouvert des deux extrémités et sa graduation commence de haut vers le bas ....
5. Un instrument utilisé pour mesurer les masses des matières ....

Quatrièmement: Questions variées:



1. Regarde la figure qui est devant toi puis réponds :
   A. Ecris les noms des instruments (1) et (2).
   ....
   ....
   B. Cite le rôle de chacun d'eux.
   ....
   ....
2. Détermine les instruments convenables aux usages suivants:

L'instrument	L'usage
A.	Détermination des volumes des liquides et les corps solides irréguliers.
B.	Transport d'un volume déterminé d'une matière.
C.	Addition des volumes précis des liquides pendant le titrage
D.	Préparation des solutions de concentration connue avec précision.





Deuxième leçon : La nanotechnologie et la chimie

Activité d'application : Reconnaitre la mesure de la nano



La sécurité

Le but de l'activité

- Déduire les relations entre les différentes dimensions.
- Reconnaitre la mesure de la nano
- Utilisation de l'exposant (10^{-}) pour exprimer la nano.

Les compétences qu'il faut acquérir

- La mesure – L'observation – La conclusion.

Les outils et les instruments utilisés

Le tableau suivant démontre les initiatives différentes qui sont utilisées pour exprimer la longueur.

Reconnaitre ces unités puis utilise le tableau pour trouver les relations proportionnelles entre les dimensions suivantes:

Les initiatives	La mesure	Le symbole scientifique
Le kilo	1000 m	1×10^{3} m
Le mètre	1 m	1×10^{0} m
Le déci	0.1 m	1×10^{-1} m
Le centi	0.01 m	1×10^{-2} m
Le milli	0.001 m	1×10^{-3} m
Le micro	0.000001 m	1×10^{-6} m
La nano	0.000000001 m	1×10^{-9} m

Première unité de mesure	Deuxième unité de mesure	La relation
Le kilomètre	Le mètre	10^{3} m
Le mètre	Le micromètre	A. ....
Le micro	La nano	B. ....
Le mètre	La nano	C. ....

Coopère avec tes copains pour résoudre le problème suivant:

- En ajoutant une matière colorante à l'eau, dans quelle concentration la solution parait sans couleur? ....

Etapes de l'accomplissement de l'activité :

- Numérote les verres par les nombres 1-9 et place une feuille blanche sous les verres.

....

- En utilisant la pipette déverse 1 ml de la teinture alimentaire, 9 ml d'eau dans le verre numéro 1. Agite le verre légèrement pour mélanger la solution.

....

- Dans le verre numéro 2, utilise la pipette pour transporter 1 ml de la solution du verre numéro 1 puis ajoute 9 ml d'eau..

....

- Répète l'opération de la dilution comme celle qui a été faite au dessus jusqu'à arriver au verre numéro 9.

....

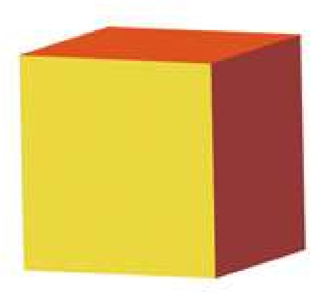
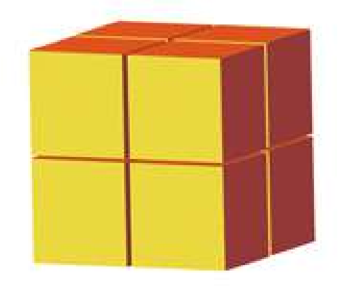
- Dans le tableau des résultats, décris la couleur de la solution et la concentration dans chaque cas.

1 2 3 4 5 6 7 8 9

Numéro du verre	1	2	3	4	5	6	7	8	9
La Concentration	....	....	....	....	....	....	....	....	....
Couleur de la solution	....	....	....	....	....	....	....	....	....

Questions d'évaluation

1. Tu a un cube de 1 cm de côte qui fut divisé en plusieurs cubes plusieurs fois consécutifs. Utilise le tableau suivant pour exprimer la relation entre le volume du cube et la superficie de la face dans chaque cas. .


Longueur, du côte du tube cm	Nombre de cubes	Superficie de l'une des faces cm^2	Somme des superficies des 6 faces du cube cm^2	Superficie totale de la surface cm^2	Le volume cm^3	Le rapport entre la superficie et le volume
1	1	....	....	....	....	....
0.50	8	....	....	....	....	....
0.25	....	....	....	....	....	....
....	....	....	....	....	....	....

A. Si la division du cube continue pour atteindre le volume nanoique. Laquelle des expressions suivantes est correcte?

Premièrement: Le rapport entre la superficie et le volume augmente et parsuite l'augmentation de la vitesse des réactions chimiques. .

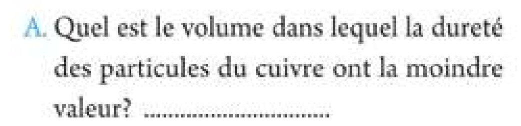
Deuxièmement: Le rapport entre la superficie et le volume diminue et parsuite la diminution de la vitesse des réactions chimiques.

B. Interprète ta réponse à la lumière du nombre d'atomes exposé à la réaction.

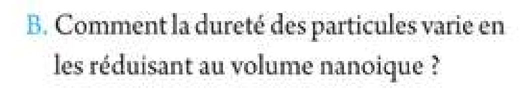
....



2. La figure suivante montre la relation entre le volume des particules de cuivre et leur dureté. Observe la figure soigneusement puis réponds aux questions suivantes: :

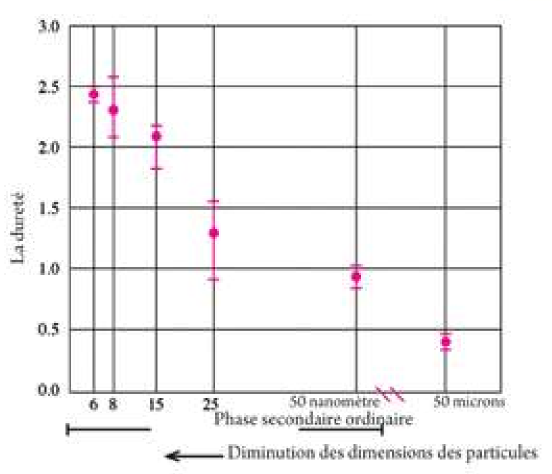


A. Quel est le volume dans lequel la dureté des particules du cuivre ont la moindre valeur? ....



B. Comment la dureté des particules varie en les réduisant au volume nanoique ?

....



C. Quel est le volume dans lequel la dureté des particules ont la plus grande valeur ?

....

D. Comment la dureté des particules varie selon la variation du volume nanoique

....

3. La figure qui est en face représente une goutte d'encre sur l'un des tissus:

A. Interprète ce phénomène.

....

....



B. Quelle est sa relation avec la nanotechnologie?

....

....

C. Lequel des phénomènes de la vie est en lien à ce phénomène?

....

D. Comment il a été possible de profiter de ce phénomène dans quelques applications de la vie journalière?

....

Questions de révision sur le premier chapitre

Premièrement: Choisir la réponse correcte:

1. Se spécialise à l'étude de la structure chimique des parties de la cellule ....

A. La chimie physique B. La biochimie

C. La chimie organique D. . L'électrochimie

2. Parmis les matières nanoiques à une dimension ....

A. Les fibres de la nano B. Les tubes de la nano

C. La coquille de la nano D. Les balles Bucky

3. Lequel de ce qui suit représente le nanomètre ? ....

A. 1×10^{9} mètre B. 1×10 mètre

C. 1×10^{-3} mètre D. 1×10^{-9} mètre

4. La mesure de la nano est importante dans notre vie car ....

A. a besoin d'instruments spéciaux pour l'observer et de traiter avec

B. fait paraitre des nouvelles propriétés qui n'ont pas apparues avant.

C. a besoin de moyens spéciaux pour les fabriquer.

d. Tout ce qui précède.

5. Il est possible de mesurer les volumes précis des liquides, à l'aide ....

A. le bécher gradué B. l'éprouvette graduée

C. Le flacon standard D. le tube à essai

6. Lequel des valeurs suivantes est plus grand ? ....

A. 10^{-6} B. 10^{-9}

C. 10^{-3} D. 10^{-2}

7. En divisant un cube en d'autres cubes plus petits, dans ce cas ....
   A. La superficie des faces diminue et le volume diminu.
   B. La superficie des faces augmente et le volume diminu.
   C. La superficie des faces diminue et le volume reste constant .
   D. La superficie des faces augmente et le volume reste constant.

8. Le comportement des particules nanoiques est en lien avec leur volume infiniment petit et ceci à cause: ....
   A. Le rapport entre la superficie des faces au volume est très grand en comparaison au volume le plus grand de la matière.
   B. Le nombre d'atomes sur la surface des particules est grand par rapport à leur nombre dans le volume le plus grand de la matière.
   C. Le nombre d'atomes sur la surface des particules est petit par rapport à leur nombre dans le volume le plus grand de la matière.
   D. (A) et (B) sont des réponses justes.

Deuxièmement: Ecris le terme scientifique :

1. Se spécialise à traiter la matière à l'échelle de la nano pour produire des nouveaux produits utiles. ....
2. L'une des branches de la science de la nano qui traite avec les applications chimiques des matières nanoiques . ...
3. Est utilisé pour déterminer les volumes des liquides et les corps solides irréguliers. ....
4. Variation des propriétés des particules nanoiques avec la variation des volumes à l'échelle nano . ...
5. Consiste l'étude et la description et la synthèse des matières qui ont des dimensions nanoiques . ...
6. Egale un sur le milliard du mètre . ...

Troisièmement: Choisir de la colonne (A) ce qui convient la colonne (B) puis choisis ce qui leur convient de la colonne (C):

Colonne (A)	Colonne (B)	Colonne (C)
Matières qui ont une seule dimension nanoiques	Les coquilles de la nano	Les ascenceurs de l'espace
Matières qui ont deux dimensions nanoiques	Les fils de la nano	Remède du cancer
Matières qui ont trois dimensions nanoiques	Les tubes de carbone nanoiques	Les circuits électroniques

Quatrièmement: Compare entre chacun de ce qui suit:

1. Les piles solaires ordinaires et les piles solaires nanoiques.
2. La solidité du cuivre et les particules du cuivre nanoiques.

Cinquièmement: Ecris un bref aperçu sur:

1. Les effets hygienniques positifs et négatifs de la nanotechnologie.

   ....

2. Importance de la relation entre la superficie des faces et le volume dans les matières nanoiques.

   ....

Sixièmement: Que veut dire chacun de ce qui suit:

1. La mesure.

   ....

2. L'unité de mesure.

   ....

3. La nanotechnologie.

   ....

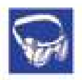





Première leçon : La mole et l'équation chimique

Activité de laboratoire : La mole et massl'équation chimique

La sécurité









Le but de l'activité

- La réaction chimique est exprimée par une équation symbolique équilibrée en utilisant le calcul chimique.



Les compétences qu'il faut acquérir

- Utilisation des outils de laboratoire - l'observation - energistrement des informations - la conclusion.



Les outils et les instruments utilisés

- Creuset , magnésuim , bec bunsen - balance numérique , un falcon coutenant de l'oxygène préparè récement.

Etapes de l'accomplissement de l'activité :

- Cherche un creuset et détermine sa masse.
- Père 2.4 g de magnésium.
- Brule le magnésium puis place-le rapidement dans un flacon conique rempli d'oxygène pur jusqu à sa combustion complète et sa transformation en oxyde de magnesium.
- Détermine la masse de l'oxyde de magnésium obtenu. Que remarque - tu ?

  L'observation: ....

- Calcul la masse de l'oxygène utilisée dans cette réaction.

  ....

- Exprime cette réaction par une equation symbolique équilibrée en utilisant le calcul chimique sachant que [O = 16 , Mg = 24]

  ....

- Calcul la masse du magnésium nécessaire pour obtenir 120 g d'oxyde de magnesium.

  ....

- Utilise la relation entre la mole et la masse de la matiere pour calculer le nombre de moles de 160 g d'oxyde de magnésium.

  ....

La conclusion :

- Quelles sont les conclusions les plus importantes auxquelles tu a abouti à travers les resultats de cette expérience ?

  ....

  ....



Activité de laboratoire : L'unité de la mole et ses dérivés



La sécurité

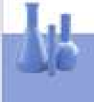


Le but de l'activité

- Calculer la masse des réactifs par une méthode pratique.
- Calculer le nombre de moles de la matière en utilisant la relation entre la mole et le nombre d'Avogadro.
- Calculer le volume d'un gaz dans les conditions standards de température et de pression en connaissant le nombre de moles du gaz.

Les compétences qu'il faut acquérir

- L'observation – L'interprétation – Enregistrement des informations – L'analyse – La conclusion.



Les outils et les instruments utilisés

- Bicarbonate de sodium, bec bunsen, balance numérique, une montre, eau de chaux, tubes de connection, tubes à essais.

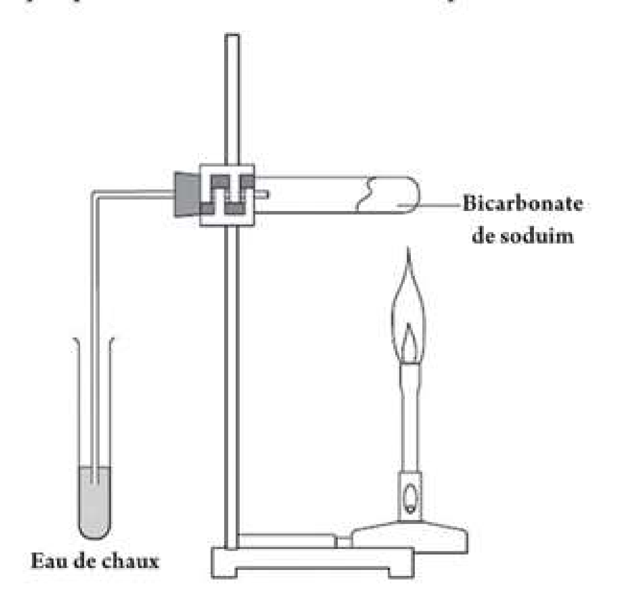
Etapes de l'accomplissement de l'activité:

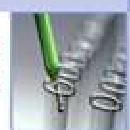
En coopérant avec deux de tes copains, exécute les étapes de l'activité suivante, puis compare entre les résultats, les observations, les conclusions que tu a obtenu et que les autres groupes ont obtenu.

- Cherche un tube à essai propre et sec et détermine sa masse.
- Mets dans le tube une petite quantité de bicarbonate de sodium puis détermine sa masse une deuxième fois, ferme le hermétiquement par un bouchon traversé par un tube de connection dont l'autre extrémité est plongée dans un tube à essai contenant de l'eau de chaux.
- Chauffe le tube légèrement sur une flamme puis fortement pendant 10 minutes. Que remarques-tu?

L'observation: ....

- Répète le travail précédent plusieurs fois et à chaque fois examine le gaz dégagé à l'aide de l'eau de chaux jusqu'à la dissociation, complète du bicarbonate de sodium qui est remarqué quand l'eau de chaux ne se trouble plus.





- Laisse le tube se refroidir puis détermine sa masse avec les produits qu'il contient et en éliminant le bouchon et les tubes de connection.
- Compare la masse du tube dans l'étape (2) et sa masse dans l'étape (5). Que remarques - tu ?

  L'observation: ....

  ....
- Sachant que le bicarbonate de sodium se décompose par la chaleur donnant du carbonate de sodium et il se dégage du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau. Interprète cette observation.

  L'interprétation: ....

  ....
- Utilise le calcul chimique pour écrire l'équation symbolique qui exprime la réaction précédente sachant que (Na = 23, C = 12, O = 16, H = 1)

  ....
- Calcul la masse de la soude de cuisson (bicarbonate de sodium) qui entre dans la réaction précédente.

  ....
- Calcul le nombre de molécules d'eau obtenues de la réaction.

  ....
- Calcul le volume du gaz dioxyde de carbone obtenu de cette réaction à T.P.N.

  ....
- Calcul le nombre de moles le carbonate de sodium obtenus en chauffant 53 g de soude de cuisson jusqu'à sa décomposition complète.

  ....
- Analyse les résultats que tu a obtenu puis écris les conclusions les plus importantes.

Analyse et conclusion:

....

....

....



Questions d'évaluation

Utilise les masses atomiques suivantes en cas de nécessité:

C = 12	O = 16	H = 1	N = 14	S = 32	Na = 23
Cl = 35.5	P = 31	Mg = 24	Ca = 40	Al = 27	Fe = 56

Premièrement: Choisir la réponse correcte:

1. Le nombre de moles d'eau qui se trouvent dans 36 g de celui-ci .... moles..

A. 1 B. 2
C. 2.5 D. 0.5

2. Le nombre de molécules de bioxyde soufre qui se trouvent dans 128 g de celui-ci égal .... molécules.

A. 2 B. 6.02×10^{23}
C. 3.01×10^{23} D. 12.04×10^{23}

3. Le nombre d'ions de sodium provenant de la dissolution de 40 g de NaOH dans l'eau égal .... ions.

A. 2 B. 6.02×10^{23}
C. 3.01×10^{23} D. 12.04×10^{23}

4. Le volume de 4 g d'hydrogène dans les conditions standards à TPN = ... litres.

A. 2 B. 22.4
C. 44.8 D. 89.6

5. Les volumes des gaz provenant de la réaction sont directement proportionnels aux nombres de moles quand la pression et la température sont fixes ....

A. Loi d'Avogadro B. Loi de la conservation de la matiere
C. Hypothèse d'Avogadro D. Loi de la conservation de la masse



Deuxièmement: Exprime les réactions suivantes sous la forme d'équations ioniques équilibrées:

1. La solution de chlorure de sodium + solution de nitrate d'argent ⟶ solution de nitrate de sodium + précipité blanc de chlorure d'argent
2. L'acide nitrique + solution d'hydroxyde de potassium ⟶ solution de nitrate de potassium + eau liquide

Troisièmement: Récrit les réactions suivantes après les avoir équilibrer :

1. $N_{2(g)} + H_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} NH_{3(g)}$
2. $Cu(NO_3)_{2(s)} \xrightarrow{\Delta} CuO_{(s)} + NO_{2(g)} + O_{2(g)}$
3. $Al_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} Al_2O_{3(s)}$

Quatrièmement: Interprète :

1. Le volume occupé par 26 g de l'acétylène C_2H_2 dans les conditions standards est égal au volume occupé par 2 g d'hydrogène dans les mêmes conditions.

....

2. La variation de la masse moléculaire du phosphore avec la variation de son état physique.

....

3. Le litre du gaz oxygène renferme le même nombre de molécules que renferme un litre de chlore à T.P.N.

....

Cinquièmement: Résoudre les problèmes suivants:

1. Calcul le nombre d'ions de sodium en dissolvant 117g de chlorure de sodium dans l'eau.

....

2. Calcule la masse du carbonate de calcium nécessaire pour produire 5 , 1 L de gaz dioxyde de carbone selon la réaction:

$$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow CaCl_{2(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

....





Deuxième leçon : Calcul de la formule chimique

Activité de laboratoire : Le pourcentage massique et la formule moléculaire



La sécurité








Le but de l'activité

- Calcul du pourcentage de l'eau d'hydratation dans un échantillon hydraté pratiquement.
- Calcul de la formule primaire et moléculaire pratiquement.
- Calcul du pourcentage du produit réel par rapport au produit théorique.



Les compétences qu'il faut acquérir

- L'utilisation des instruments, l'observation, la mesure, l'utilisation des relations arithmétiques – l'analyse.



Les outils et les instruments utilisés

- Support – anneau métallique triangle thermique – pince , creuset, bec bunsen, balance numérique – tubes à essais, solution d'hydroxyde de sodium , papier filtre sans cendre.

Etapes de l'accomplissement de l'activité :

- Détermine la masse du creuset vide après l'avoir nettoyer et dessécher soit m.
- Mets dans le creuset un échantillon de sulfate de cuivre hydraté et détermine la masse du creuset une autre fois (m_1).
- Chauffe le creuset sur la flamme pendant 15:20 minutes puis éloigne-le de la flamme et laisse – le refroidir jusqu'à atteindre la température de la chambre et détermine sa masse (m_a).
- Répète l'étape précédente une autre fois et détermine la masse du creuset soit (m_b).
- Si m_a n'égal pas m_b – répète l'étape (3) plusieurs fois jusqu'à la stabilité complète de la masse soit m_2
- Compare entre m_1 et m_2. Que remarques-tu et quelle est ton interprétation?

L'observation: ....
....

L'interprétation: ....
....

- Détermine le pourcentage de l'eau d'hydratation.






- Calcul le nombre de moles du sulfate de cuivre anhydre (après le chauffage) sachant que (Cu = 63.5 , S = 32, O = 16).

....

- Calcul le nombre de moles d'eau volatilisée sachant que (H = 1, O = 16).

....

- Poursuit les étapes pour le calcul de la formule moléculaire que tu a étudié pour obtenir la formule moléculaire du sel sulfate de cuivre hydraté en considérant que l'eau et le sulfate de cuivre anhydre sont les éléments primaires de cette formule.

La formule moléculaire: ....

- Le sulfate de cuivre anhydre fut dissout dans une quantité d'eau pour obtenir une solution.
- Verse une petite quantité d'hydroxyde de sodium à la solution du sel. Que remarques-tu?

L'observation: ....

- Exprime la réaction précédente par une équation symbolique équilibrée, puis détermine le nom du précipité formé..

....

- Continue à ajouter une solution de NaOH jusqu'à ce que le précipité formé n'augmente plus, puis filtre le précipité sur un papier filtre sans cendre pour le séparer de la solution.
- Dessèche le précipité soigneusement en le chauffant dans le creuset propre de masse connue et détermine la masse soit (m_3)
- Calcul la masse prévue du précipité théoriquement soit (m_4) puis compare m_3 , m_4. Que remarques-tu?

L'observation: ....

- Calcul le pourcentage du produit réel au produit théorique..

Le pourcentage = ...

L'analyse:

- Analyse les résultats précédents

....

....

....





Activité de laboratoire : Le produit réel et le produit théorique



La sécurité







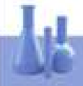

Le but de l'activité

- Calcul le pourcentage du produit réel.
- Interprétation de la variation produite dans le produit réel que celui dans le produit théorique.



Les compétences qu'il faut acquérir

- Utilisation des instruments, le calcul chimique, l'observation, l'interprétation, la conclusion.



Les outils et les instruments utilisés

- Creuset, limaille de fer, poudre de soufre, balance numérique, pince.

Etapes de l'accomplissement de l'activité :

- Nettoie le creuset soigneusement puis détermine sa masse.
- En utilisant la balance numérique détermine la masse de 7g de la limaille de fer et place les dans le creuset.
- Détermine la masse de 4g de soufre et place – les dans le même creuset puis détermine la masse de ce mélange.
- Chauffe le mélange sur le bec bunsen jusqu'à ce qu'il se transforme en une couleur noire.
- Laisse le produit se refroidir puis détermine sa masse. Que remarques-tu?

  L'observation: ....

- Exprime la réaction précédente par une équation chimique équilibrée.
- Calcul la masse du sulfure de fer (FeS) qui sera obtenue de cette réaction en utilisant l'équation sachant que ($Fe = 56$, $S = 32$)
- Détermine le pourcentage du produit réel.
- Quelle est ton interprétation qu'il se produit une variation dans le produit réel de celui du produit théorique calculé?

  L'interprétation: ....

  ....











Questions d'évaluation

Utilise les masses atomiques suivantes en cas de nécessité:

Cl = 35.5	O = 16	C = 12	H = 1	Ca = 40
S = 32	Ba = 137	Na = 23	Fe = 56	

Premièrement: Choisir la réponse correcte:

1. La formule primaire du composé $C_4H_8O_2$ est ....

A. $C_4H_4O_2$ B. C_2H_4O

C. $C_2H_8O_2$ D. C_4H_8O

2. Nombre d'unités de la formule primaire du composé $C_2H_2O_4$ is ....

A. 1 B. 2

C. 3 D. 4

3. La masse de CaO produite de la décomposition thermique de 50 g de $CaCO_3$ .... g

A. 28 B. 82

C. 96 D. 14

4. Le volume de l'hydrogène nécessaire pour produire 11.2 L de vapeur d'eau à T.P.N est .... litres

A. 22.4 B. 44.8

C. 11.2 D. 68.2

5. Si la formule primaire d'un composé quelconque est CH_2 et sa masse moléculaire est 56, ainsi la formule moléculaire de ce composé est ....

A. C_2H_4 B. C_3H_6

C. C_4H_8 D. C_5H_{10}



Deuxièmement: Résoudre les problèmes suivants:

1. Calcul le pourcentage du fer qui se trouve dans le minerai Sidérite $FeCO_3$.

....

2. Calcul le pourcentage massique des éléments qui forment le sucre glucose $C_6H_{12}O_6$.

....

3. Déduire la formule moléculaire d'un composé organique qui a une masse moléculaire 70g sachant que le taux de carbone est 85.7% et le taux de l'hydrogène est 14.3% .

....

4. Il se forme un précipité de 39.4 g de sulfate de baryum solide $BaSO_4$ durant la réaction de 40 g de la solution de chlorure de baryum $BaCl_2$ avec un excès d'une solution de sulfate de potassium. Calcul le pourcentage du produit réel.

....

Troisièmement: Ecris le terme scientifique:

1. Une formule qui exprime le nombre réel des atomes ou d'ions qui forment la molécule ou l'unité formulaire.

....

2. La quantité de la matière que nous obtenons pratiquement de la réaction.

....

3. Une formule qui exprime le taux le plus simple des nombres entiers entre les atomes des éléments qui forment le composé.

....

4. La quantité de matière calculée en se basant sur l'équation de la réaction.

....



Questions de révision sur le deuxième chapitre

C = 12	O = 16	H = 1	N = 14	Na = 23	Ag = 108	Cl = 35.5

Premièrement: Choisir la réponse correcte:

1. Les masses des particules atomiques sont évaluées par l'unité de masse atomique et qui est égale à .... g

A. 6.02×10^{23} B. 1.66×10^{-24}

C. 6.02×10^{-24} D. 1.66×10^{23}

2. L'unité utilisé dans le système international pour exprimer la quantité de matière est ....

A. La mole B. Le gramme

C. Le kilogramme D. L'unité de masse atomique u.m.a

3. 44,8 L du gaz ammoniac NH_3 à TPN pèse .... gramme

A. 2 B. 17

C. 0.5 D. 34

4. Si une quantité de sodium renferme 3.01×10^{23} atomes, ainsi la masse de cette quantité égale .... gramme

A. 11.5 B. 23

C. 46 D. 0.5

5. Si la formule moléculaire de la vitamine (C) est $C_6H_8O_6$, ainsi sa formule primaire est ....

A. $C_3H_4O_6$ B. $C_3H_4O_3$

C. $C_6H_4O_3$ D. $C_3H_8O_3$

6. Il faut que l'équation chimique soit équilibrée pour approuver la loi ....

A. Avogadro B. Conservation de l'énergie

C. Conservation de la masse D. Guy Lussak

7. Une demie mole du dioxyde de carbone CO_2 pèse .... gramme

A. 44
B. 22
C. 88
D. 66

8. La formule primaire CH_2O exprime la formule moléculaire ....

A. HCHO
B. CH_3COOH
C. $C_6H_{12}O_6$
D. Tout ce qui précède

9. En faisant réagir 64 g d'oxygène avec un excès d'hydrogène, ainsi le volume de la vapeur d'eau obtenu à TPN ....litres.

A. 22.4
B. 44.8
C. 11.2
D. 89.6

10. Le composé hydrocarbure provenant du lien de 0,1 mole des atomes de carbone avec 0,4 mole des atomes d'hydrogène, ainsi sa formule moléculaire est ....

A. C_2H_4
B. C_4H_8
C. CH_4
D. C_3H_4

Deuxièmement: Ecris le terme scientifique indiqué par les expressions suivantes:

1. Un moyen pour exprimer les symboles, les formules et les quantités des réactifs et des produits et les conditions de la réaction..
2. La masse atamique ou moléculaire ou ionique ou l'unité formulaire exprimée en gramme.
3. Un nombre fixe qui exprime le nombre d'atomes ou de molécules ou des ions dans une mole de la matière.
4. Une formule qui exprime le nombre réel des atomes ou d'ions qui forment la molécule.
5. La quantité de la matière que nous obtenons pratiquement de la réaction chimique.
6. La somme des masses atomiques qui forment la molécule.
7. Le volume du gaz est directement proportionnel au nombre de moles quand la pression et la température sont fixes.
8. Les volumes égaux des gaz dans les mêmes conditions de pression et de température renferment le même nombre de molécules.



9. Une formule qui exprime le taux le plus simple des nombres entiers entre les atomes qui forment le composé.

10. La quantité de la matière calculée en se basant sur l'équation de la réaction.

Troisièmement: Résoudre les problèmes suivants:

1. Calcul la formule moléculaire d'un composé qui renferme 85.7% du carbone et 14.3% d'hydrogène et sa masse moléculaire est 42

2. Il se précipite 130 g de chlorure d'argent de la réaction d'une mole de chlorure de sodium dissoute dans l'eau avec une solution de nitrate d'argent. Calcul ce qui suit:

   A. Le pourcentage du produit réel.

   B. Le nombre d'ions de sodium provenant de cette réaction. .

3. Calcul le nombre de moles dans 144 g de carbone.

4. Calcul le volume du gaz hydrogène et le nombre d'ions de sodium provenant de la réaction de 23g de sodium avec une quantité suffisante d'eau dans les conditions standards selon la réaction:

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

5. Calcul le volume d'une mole de phosphore à l'état de vapeur à T.P.N: Calcul le nombre d'atomes de ce volume.

Quatrièmement: Commente:

1. Le nombre de molécules de 9 g d'eau (H_2O) égal au nombre de molécules de 39 g de benzène C_6H_6

2. Il faut que l'équation chimique soit équilibrée .

3. Le produit réel est toujours moins que le produit calculé de l'équation.

4. La masse molaire du soufre à l'état solide diffère de sa masse molaire à l'état de vapeur.





Première leçon : Les solutions et les colloïdes

Activité de laboratoire : Les solutions électrolytes et non électrolytes

La sécurité

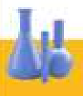


Le but de l'activité



Les compétences qu'il faut acquérir

☑ L'observation – L'interprétation – Enregistrement des informations – La conclusion



Les outils et les instruments utilisés

☑ Une pile de 6 volts – des fils électriques – une colonne de graphite (mines d'un crayon) eau distillée – un bécher de capacité 250 ml – une lampe – une tige en verre – chlorure de sodium – sulfate de cuivre – acide chlorhydrique – vinaigre – (acide acétique) – sucre de canne (sucrose) – hydroxyde de sodium – hydroxyde d'ammonium.

Etapes de l'accomplissement de l'activité :

Avec la coopération de deux de tes copains, effectue les procédures de l'activité suivante puis compare tes résultats avec les autres groupes de la classe.

- Verse environ 200 ml d'eau dans un bécher en verre.
- Forme un circuit électrique contenant la lampe, la pile et les fils électriques et relie les deux extrémités aux deux colonnes de graphite.
- Plonge les deux colonnes de graphite dans l'eau du bécher sans qu'elles se touchent.
- Que remarques-tu sur la lampe?

  L'observation : ....

- Place peu de chlorure de sodium (sel de cuisine) dans l'eau et agite soigneusement. Que remarques-tu sur la lampe?

  L'observation : ....

- Remplace la solution dans le bécher par d'autres solutions telles que

  $C_{12}H_{22}O_{11}$, NH_4OH , $NaOH$, CH_3COOH , HCl , $CuSO_4$

  puis écris tes résultants dans un tableau que tu prépares.

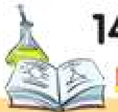
  La conclusion : ....

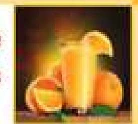
  L'interprétation : ....













Activité de laboratoire : Préparation des solutions à concentrations variées



Les outils et les instruments utilisés

- Eprouvette graduée - 3 flacons de titrage de capacité 200 ml , 250 ml et 500 ml - une balance - eau distillée - carbonate de soduim - hydroxyde de soduim - sulfate de cuivre hydraté - chlorure de soduim - sucre de canne (sucrose) - barre en verre pour l'agitation.



Etapes de l'accomplissement de l'activité:

- Sachant que les masses atomiques du Na , C , O sont successivement 23 , 12 , 16 . Calculer la masse moléculaire du carbonate de sodium.

  La masse moléculaire = ...

  La masse de 0.2 mole de carbonate de sodium =

  ....

- Utilise la balance pour prendre 0.2 mole de carbonate de sodium et place les dans le flacon.
- En utilisant l'éprouvette graduée, verse 50 ml de l'eau sur le sel dans le flacon puis utilise une barre en verre pour agiter.
- Complète la solution jusqu'à 200 ml et continue à agiter jusqu'à la dissolution complète du carbonate de sodium.
- Utilise la relation suivante pour calculer la concentration de la solution:

$$\textbf{la concentration molaire} = \frac{\text{nombre de moles du soluté}}{\text{volume de la solution en litre}}$$

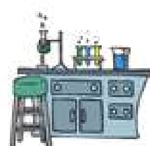
  La concentration molaire = ...

- Suit les étapes précédentes pour préparer des solutions de carbonate de sodium de concentrations variées.
- Remplace le carbonate de sodium par le sulfate de cuivre hydraté – Quel est le changement qui peut avoir lieu pour obtenir une solution 1M

  ....

- Répète les étapes précédentes en utilisant d'autres matières telles que l'hydroxyde de sodium – le chlorure de sodium – le sucre de canne.
- Ecris les résultats que tu a obtenu dans un tableau qui contient la matière, sa masse, le nombre de moles – volume de la solution – la concentration.





Activité de laboratoire : Comparaison entre les genres de solutions



La sécurité

Le but de l'activité

☑ La distinction entre les genres de solutions.

Les compétences qu'il faut acquérir

☑ Usages des outils – la prédiction – l'observation – la conclusion



Les outils et les instruments utilisés

☑ Trois béchers en verre de capacité 200 ml – de l'eau distillée – sel de cuisine (chlorure de sodium) – du lait en poudre – poudre de craie – une pile de poche – microscope – papier filtre – entonnoir – flacon – conique – lames en verre – une tige d'agitation



Lait en poudre



Le lait est parmi les colloïdes

Etapes de l'accomplissement de l'activité:

- Numérote les trois béchers de 1 à 3
- Mets 3 g de sel de cuisine dans le premier bécher, puis ajoute de l'eau distillée en agitant de façon à obtenir un volume de 100 ml.
- Répète l'étape précédente avec chacun de ce qui suit: le lait en poudre – la poudre de craie.
- Regarde chaque mélange à l'œil nu et remarque est – ce que tu peux distinguer entre les constituants.
- Prends une goutte de chaque mélange et place la sur une lame en verre et examine la sous le microscope. Que remarques – tu sur le volume des particules dans chaque mélange.
- Place l'entonnoir sur le flacon conique et mets un papier filtre à l'intérieur puis déverse la solution du sel à l'intérieur du papier filtre. Est-ce qu'il est possible de séparer le sel de la solution par cette méthode?
- Répète l'étape précédente avec les deux autres mélanges puis enregistre tes observations et tes conclusions.

L'observation: ....

....

La conclusion :

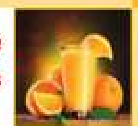
- Compare entre les trois genres de mélanges, la solution eteau (le sel de cuisine), la suspension (le mélange de craie), la colloïde (le mélange du lait et eau) dans un tableau qui consiste les informations suivantes: homogénéité – volume des particules – la possibilité de séparer les constituants.

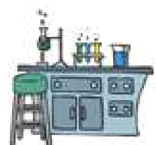
....

....

....

....






Activité de laboratoire : Préparation de quelques colloïdes simples



La sécurité

Le but de l'activité

- ☑ La préparation de quelques colloïdes simples.
- ☑ La préparation d'un genre de peintures comme exemple des systèmes colloïdales.



Les compétences qu'il faut acquérir

- ☑ Usages des instruments du laboratoire – L'observation – La conclusion.



Les outils et les instruments utilisés

- ☑ 50 g d'amidon – 2 béchers en verre de capacité 500 ml – tube à essai – Eprouvette graduée 50 ml – pipette – eau distillée – bec bunsen – tige en verre – solution de nitrate de plomb 1 M – solution de chromate de potassium 1M – huile de lin pure – creuset d'évaporation – un mortier – manchon du mortier – une brosse pour la peinture – un morceau de bois.

Etapes de l'accomplissement de l'activité:

Premièrement: Préparation de l'amidon :

- Place 50 g d'amidon dans peu d'eau froide dans un bécher en verre, agite soigneusement le verre jusqu'à obtenir une pâte liquide.
- Déverse 100 ml d'eau distillée dans un bécher en verre puis ajoute la pâte liquide à l'eau en chauffant graduellement. Observe ce qui se passe.

L'observation: ....

....

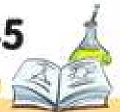
Deuxièmement: Préparation des peintures

- Place 50 ml de la solution de nitrate de plomb 1 M dans un bécher en verre de 500 ml de capacité et ajoute à cette solution un volume identique d'une solution de chromate de potassium tout en agitant fortement.
- Remarque la couleur du précipité formé de chromate de plomb.

L'observation: ....

....

- Lave le précipité obtenu avec l'eau distillée par la méthode de la clarification. Répète le lavage plusieurs fois.
- Transporte le précipité vers le creuset et chauffe pour débarrasser l'excès d'humidité.
- Après avoir dessécher le chromate de plomb, place le dans le mortier et utilise le manchon du mortier pour le broyer et obtenir une poudre mince.



- Ajoute l'huile de lin pure au sel chromate de plomb en poudre puis broie les constituants (ajoute la quantité convenable de l'huile de lin pour obtenir une peinture qui peut être répandue facilement avec la brosse). Est-ce que le produit est une solution réelle ou colloïdale?

....

....

- Couvre le morceau de bois avec la peinture que tu a préparé et laisse se dessécher à l'air.









Questions d'évaluation

Premièrement: Choisir la réponse correcte :

1. L'air atmosphérique représente un mélange gazeux du genre ....

   A. un gaz dans un gaz B. gaz dans un liquide

   C. liquide dans un gaz D. solide dans un gaz

2. L'eau est un solvant polaire à cause de la différence d'électronégativité entre l'oxygène et l'hydrogène ainsi l'angle qui existe entre les liaisons à une valeur d'environ ....

   A. 104.5° B. 105.4°

   C. 90° D. 140.5°

3. Parmi les exemples d'électrolytes forts ....

   A. $H_2O_{(\ell)}$ B. le benzène

   C. $HCl_{(g)}$ D. $HCl_{(aq)}$

4. L'unité utilisée pour exprimer la molalité d'une solution est ....

   A. mol/L B. g/eq.L

   C. g/L D. mol/kg

Deuxièmement: Que veut-on dire par chacun de ce qui suit?

1. La solubilité.

   ....

2. La solution saturée.

   ....

3. Le point d'ébullition mesuré.

   ....

Troisièmement: Réfléchit et déduit une seule raison au moins pour chacun de ce qui suit:

1. Le proton libre n'existe pas dans les solutions aqueuses des acides.

....

2. Les molécules d'eau ont une grande polarité.

....

3. L'élévation du point d'ébullition de la solution de carbonate de sodium que celui de la solution de chlorure de sodium malgré la stabilité de la masse du soluté et du solvant dans les deux solutions.

....

4. La dissolution du sucre produit une solution tandis que la dissolution du lait en poudre produit un colloïde.

....

Quatrièmement: Résoudre les problèmes suivants:

1. En ajoutant 10 g de sucrose à une quantité d'eau d'une masse de 240 g. calcul le pourcentage massique (m/m) du sucrose dans la solution.

....

2. Ajoute 25 ml d'éthanol à une quantité d'eau, puis complète la solution à 50 ml. Calcul le pourcentage volumique (v/v) de l'éthanol dans la solution.

....

3. Calcul la molarité d'une solution de volume 200 ml d'hydroxyde de sodium, sachant que la masse d'hydroxyde de sodium dissoute est 20 g.

....

4. Calcul la molalité d'une solution préparée en dissolvant 53 g de carbonate de sodium dans 400 g d'eau.

....

Cinquièmement: Détermine le genre du système colloïdal pour chacune des applications suivantes:

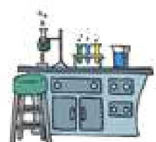
1. L'émultion huile et vinaigre .

....

2. La poussière dans l'air .

....







Deuxième leçon : Les acides et les bases

Activité de laboratoire : La distinction entre les solutions acides et basiques

La sécurité







Le but de l'activité

- ☑ Reconnaitre les indicateurs et leurs usages
- ☑ La distinction entre une solution acide et un autre basique en utilisant un indicateur convenable.



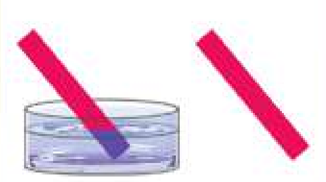
Les compétences qu'il faut acquérir

- ☑ L'utilisation des instruments – L'observation – La conclusion – La comparaison.

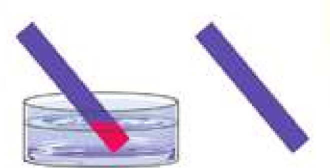


Les outils et les instruments utilisés

- ☑ Acide chlorhydrique – acide acétique – solution d'hydroxyde de sodium – solution de carbonate de sodium ou bicarbonate de sodium – feuilles de tournesol rouges et bleues – phtaléine de phénol – méthyle orange – tubes à essais – l'échelle PH



Solution basique



Solution acide

Etapes de l'accomplissement de l'activité :

- Forme une solution 0.1 M de chacune des matières suivantes de façon que chaque tube à essai renferme une solution indépendante en enregistrant sur chaque tube le nom de la solution (acide chlorhydrique – acide acétique – hydroxyde de sodium – bicarbonate de sodium).
- Place deux papiers de tournesol l'un rouge et l'autre bleue à l'intérieur de chacune des solutions précédentes.
- Que remarques-tu sur la couleur des deux papiers de tournesol?

L'observation: ....

....

- Verse une goutte de phtaléine de phénol dans l'échantillon de chaque solution. Que remarques-tu?

L'observation: ....

....

- Répète l'étape précédente en remplacent le phtaléine de phénol par le méthyle orange.
- Classe les solutions précédentes en solutions acides et d'autres basiques.
- Utilise la mesure pH pour mesurer la valeur du pouvoir hydrogène pour chaque solution puis range ces solutions selon la valeur du pH
- Détermine les solutions acides les plus fortes et les solutions basiques les plus faibles

La conclusion: ....

....





Activité de laboratoire : Les propriétés chimiques des acides



La sécurité

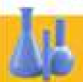
Le but de l'activité

- ☑ Reconnaitre que les acides réagissent avec le zinc produisant de l'hydrogène.
- ☑ Reconnaitre que les acides réagissent avec le sel carbonate de sodium produisant du dioxyde de carbone qui trouble l'eau de chaux limpide.



Les compétences qu'il faut acquérir

- ☑ Utilisation des instruments – la prédiction – l'observation – la conclusion.



Les outils et les instruments utilisés

- ☑ Acide chlorhydrique dilué – tubes à essais – poudre de zinc – allumettes – sel de carbonate de sodium – eau de chaux limpide – acide sulfurique dilué.

Etapes de l'accomplissement de l'activité :

- Verse un peu d'acide chlorhydrique dilué dans un tube à essai.
- Mets une quantité de la poudre de zinc sur l'acide chlorhydrique. Que remarques-tu?

  L'observation: ....

- Approche un fusain allumé de l'extrémité du tube. Que remarques-tu?

  L'observation: ....

- Verse un peu d'acide chlorhydrique sur le sel carbonate de sodium puis fais passer le gaz dégagé à l'intérieur d'un bécher contenant de l'eau de chaux limpide. Que remarques-tu sur l'eau de chaux?

  L'observation: ....

- Remplace l'acide chlorhydrique par l'acide sulfurique dilué et répète les étapes précédentes.

La conclusion :

- Quel est le nom du gaz dégagé dans le cas du zinc? ....
- Quel est le nom du gaz dégagé dans le cas du sel carbonate? ....
- Exprime les réactions précédentes par des équations symboliques équilibrées.



Réaction du zinc avec HCl



CO_2 trouble l'eau chaux







Activité de laboratoire : Titrage de l'acide et la base

La sécurité

Le but de l'activité

Les compétences qu'il faut acquérir

- Utilisation des instruments – la prédiction – l'observation – la conclusion.

Les outils et les instruments utilisés

Etapes de l'accomplissement de l'activité:

- Détermine la valeur du pH pour HCl et NaOH
- Remplir la burette avec une solution de HCl
- Transporte 10 ml d'une solution de NaOH à l'aide d'une pipette vers le flacon conique puis ajoute quelques gouttes de phtaléine de phénol et place – le sous la burette et place une feuille blanche au dessous. Quel est le but de cette feuille?

  ....

- Commence le titrage en faisant descendre le HCl gouttes à gouttes de la burette en agitant le flacon soigneusement.
- Pourquoi faut-il agiter la solution de NaOH pendant le titrage?

  ....

- Détermine et enregistre le volume de HCl approximatif nécessaire pour atteindre le point de neutralisation durant lequel commence l'apparition de la couleur rose puis détermine la valeur du pH de la solution obtenue.
- Répète l'opération de titrage trois fois avec une grande précision puis prends la moyenne arithmétique des trois résultats. Pourquoi faut-il répéter les opérations de titrage.

  ....

- Si la valeur du pH de la solution obtenue est moins que 7. Est-ce que le titrage est exacte ou non? ....
- Quelles sont les étapes qu'il faut suivre pour accomplir le titrage en cas de variation de la valeur du pH de 7.

  ....

HCl

Gouttes de phtaléine de phénol

Solution de NaOH 0.1 M



Questions d'évaluation

Premièrement: Choisir la réponse correcte:

1. L'acide phosphorique H_3PO_4 est l'un des acides ....

   A. à un proton B. à deux protons

   C. à trois protons D. à plusieurs protons

2. Le PH d'une solution acide est ....

   A. 7 B. 5

   C. 9 D. 14

3. La réaction de l'ammoniac avec l'acide chlorhydrique, l'ion ammonium $(NH_4)^+$ est considéré ....

   A. acide lié B. base

   C. base liée D. acide

4. L'un des acides suivants est considéré comme acide fort ....

   A. acide acétique B. acide carbonique

   C. acide nitrique D. acide citrique

5. La couleur du phtaléine de phénol rose a une valeur pH ....

   A. 2 B. 4

   C. 6 D. 9

6. L'acide accompagnant à HSO_4^- est ....

   A. HSO_4^+ B. SO_4^{2-}

   C. H_2SO_4 D. H^+

Deuxièmement: Ecris le terme scientifique:

1. La matière qui renferme de l'hydrogène et qui libère l'hydrogène en réagissant avec les métaux ....

2. Matières chimiques dont la couleur change avec la variation de la nature du milieu ....



3. Une façon d'exprimer l'acidité au la basicité par des nombres qui varient de 0 à 14 ....

4. Une matière qui a le pouvoir d'acquérir (recevoir) un proton ....

5. Une matière qui a le pouvoir de fournir un proton ....

Troisièmement: Réfléchit et déduit une cause au moins pour chacun de ce qui suit:

1. L'ammoniac est une base malgrès qu'il ne renferme pas le groupe hydroxyde (OH^-) dans sa composition.

....

2. L'acide chlorhydrique est fort tandis que l'acide acétique est faible.

....

3. Le PH de la solution de chlorure d'ammonium est moins que 7.

....

4. L'acide sulfurique à deux genres de sels.

....

Quatrièmement: Réponds aux questions suivantes:

1. Compare entre la définition de l'acide et la base dans chacune des hypothèses d'Arhinius et Bronsted-Lowry en citant des exemples et des équations qui expriment ceci.

....

2. Détermine le radical acide et le radical basique des sels suivants:

Nitrate de potassium – Acétate de sodium – sulfate de cuivre – phosphate d'ammonium.

....

3. Utilise les radicaux suivants pour former des sels puis écris les noms de ces sels:

$$NH_4^+ - Ca^{2+} - Ba^{2+} - Cl^- - SO_4^{2-} - NO_3^-$$

....

Questions de révision du troisième chapitre

Premièrement : Choisir la réponse correcte :

1. Dans le milieu neutre, l'indicateur qui a une couleur violette est ....

A. le tournesol
B. le phtaléine de phénol
C. le méthyle orange
D. le bleu de bromothymole

2. Le PH d'une solution basique ....

A. 7
B. 5
C. 2
D. 8

3. Les acides réagissent avec les sels carbonate et bicarbonate et il se dégage le gaz ....

A. hydrogène
B. oxygène
C. dioxyde de carbone
D. bioxyde de soufre

4. En dissolvant 20 g d'hydroxyde de sodium dans une quantité d'eau puis la solution est complété à 250 ml, la concentration est ....

A. 1 M
B. 0.5 M
C. 2 M
D. 0.25 M

5. Les acides suivants sont forts sauf ....

A. HBr
B. H_2CO_3
C. $HClO_4$
D. HNO_3



6. Lequel des sels suivants forme une solution qui a un effet basique sur le tournesol? ....

A. NH_4Cl B. K_2CO_3

C. $NaNO_3$ D. KCl

7. En dissolvant 1 mole de chacun des sels suivants dans 1 L d'eau, lequel d'entre eux a un grand effet sur la pression de vapeur de sa solution? ....

A. KBr B. $C_6H_{12}O_6$

C. $MgCl_2$ D. $CaSO_4$

Deuxièmement: Corrige les parties soulignées dans les expressions suivantes:

1. La couleur de la phtaléine de phénol change en rouge dans le milieu neutre . ...
2. L'acide carbonique H_2CO_3 est un acide à trois protons ....
3. L'acide citrique est considéré un acide à deux protons ....
4. L'acide selon Arhinius est la matière qui se dissout dans l'eau donnant l'ion OH^-. ....
5. Les solutions qui ont le pH plus grand que 7 sont considérées des acides . ...
6. Les acides dilués réagissent avec les métaux actifs et il se produit le gaz oxygène ....
6. La molalité d'une solution qui renferme 0.5 M du soluté dans 500 g du solvant est 2 mol/kg. ....

Troisièmement: Ecris le terme scientifique:

1. La matière qui se dissout dans l'eau en libérant l'ion hydrogène positif. ....
2. Un acide faible ou une base faible qui change de couleur avec la variation de la valeur du PH de la solution . ...
3. Une matière qui se forme quand l'acide perd un proton . ...
4. Le nombre de moles dissoutes dans un kilogramme du solvant . ...
5. La masse du soluté dans 100 g du solvant à une température déterminée . ...

Quatriemement:

1. Etudie le graphique qui est devant toi qui démontre la variation dans la pression de vapeur de trois solutions différentes avec la température puis réponds à ce qui suit:

   A. Laquelle des solutions bout à 15°C sachant que la pression atmosphérique (760 mmHg)

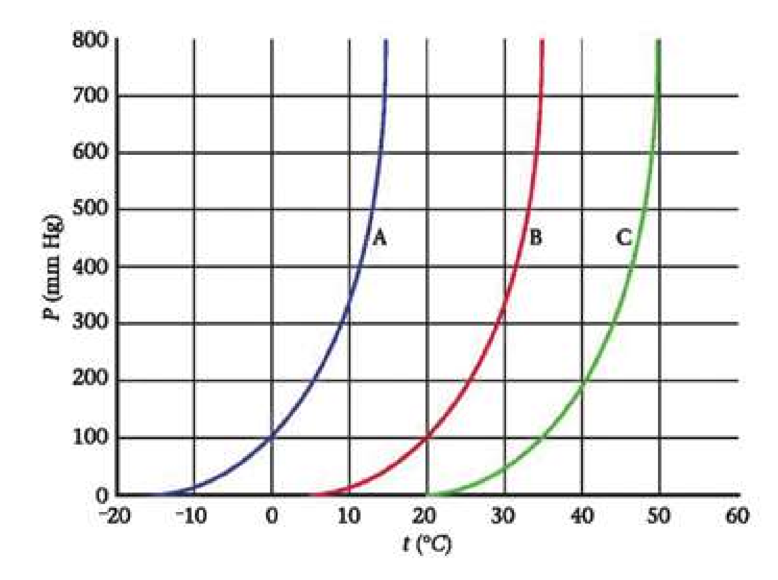
   ....

   B. Quel est le point d'ébullition du liquide B dans les conditions ordinaires?

   ....

   C. Range les solutions selon la concentration.

   ....







Première leçon : Le contenu calorifique

Activité de laboratoire : Les réactions exothermiques

La sécurité

Le but de l'activité

☑ Reconnaitre les réactions exothermiques.

Les compétences qu'il faut acquérir

☑ Etablir des hypothèses – la prédiction – l'observation – la conclusion – enregistrement des informations – analyse des informations

Les outils et les instruments utilisés

☑ Oxyde de calcium – balance – récipient en métal – papier – Aluminium – un morceau de beurre.

Etapes de l'accomplissement de l'activité:

- Détermine la masse de 20 g d'oxyde de calcium et place – le dans le récipient métallique.
- Place une pièce du papier d'aluminium sur la surface de l'oxyde de calcium de façon qu'il lui soit adhéré.
- Ajoute une quantité d'eau sur l'oxyde de calcium.
- Place le morceau de beurre sur le papier aluminium.
- Remarque ce qui se passe au morceau de beurre?

L'observation: ....

....

Analyse des informations

- Est-ce que cette réaction est considérée exothermique ou endothermique et pourquoi?

....

La conclusion :

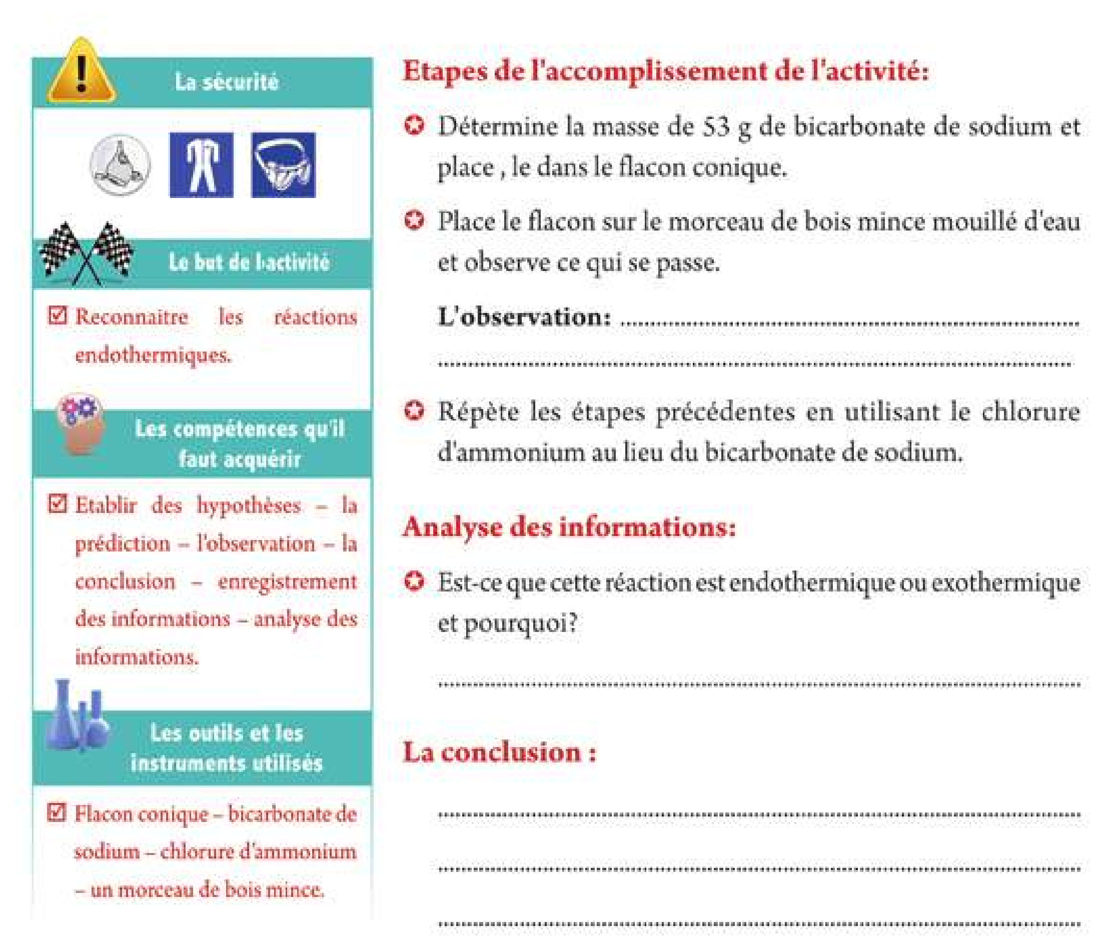
....

....

....



Activité de laboratoire : Les réactions endothermiques



La sécurité

Le but de l'activité

☑ Reconnaitre les réactions endothermiques.

Les compétences qu'il faut acquérir

☑ Etablir des hypothèses – la prédiction – l'observation – la conclusion – enregistrement des informations – analyse des informations.

Les outils et les instruments utilisés

☑ Flacon conique – bicarbonate de sodium – chlorure d'ammonium – un morceau de bois mince.

Etapes de l'accomplissement de l'activité:

- Détermine la masse de 53 g de bicarbonate de sodium et place , le dans le flacon conique.
- Place le flacon sur le morceau de bois mince mouillé d'eau et observe ce qui se passe.

  L'observation: ....

  ....
- Répète les étapes précédentes en utilisant le chlorure d'ammonium au lieu du bicarbonate de sodium.

Analyse des informations:

- Est-ce que cette réaction est endothermique ou exothermique et pourquoi?

  ....

La conclusion :

....

....

....





Questions d'évaluation

Premièrement: Choisir la réponse correcte de ce qui suit:

1. L'unité de mesure de la chaleur spécifique est ....

A. Joule B. J / mole

C. J / K° D. J / g°C

2. Laquelle des matières suivantes a une grande capacité calorifique ....

A. 1 g d'eau B. 1 g de fer

C. 1 g d'aluminium D. 1 g de mercure

3. Dans les réactions exothermiques ....

A. la chaleur se transmet au système du milieu environnant

B. la chaleur se transmet du système vers le milieu environnant

C. la chaleur ne se transmet pas du ou vers le système

D. la chaleur se transmet du et vers le système en même temps

4. Dans le système isolé ....

A. Il y'a échange entre la chaleur et la matière avec le milieu environnant

B. Il y'a échange de la chaleur avec le milieu environnant

C. Il y'a échange de la matière avec le milieu environnant

D. Il n'y à pas d'échange de la chaleur ou la matière avec le milieu environnant

5. Les conditions standards de la réaction veut dire ....

A. Sous la pression de 1 atm et une température 0°C

B. Sous la pression de 1 atm et une température 25°C

C. Sous la pression de 1 atm et une température 100°C

D. Sous la pression de 1 atm et une température 273°C



Deuxièmement : Questions variées :

1. Sachant que la chaleur spécifique du platine = 0.133 J/g°C et celle du titanium = 0.528 J/g°C et celle du Zinc = 0.388 J/g°C, si vous avons un échantillon qui pèse 70 g de chacun des trois métaux à la température de la chambre. Lequel des trois métaux sa température s'élèvera le premier en les chauffant dans les mêmes conditions, en citant la raison .

   ....

2. Démontre comment l'opération de brisure et la formation de la liaison qui accompagne la réaction chimique indique si la réaction est endothermique ou exothermique.

   ....

3. Quel est le sens de:

   A. Moyenne de l'énergie de laison dans C-C est 146 mol/kj

   ....

   B. La chaleur spécifique de l'eau = 4.18 J/g°C

   ....

Troisièmement: Réfléchit et déduit:

1. L'eau provoque la douceur du climat dans les régions côtières en hiver et en été. Interprète ta réponse.

   ....

2. Dans le thermomètre médical, est ce que ce système est ouvert ou fermé? Comment transformer ce système en un système isolé?

   ....

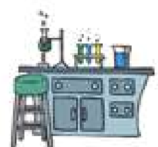
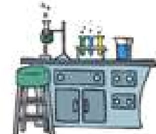
3. Quand la variation dans la valeur du contenu calorifique de la réaction est égale à celle de la combustion?

   ....

4. Les agriculteurs dans les pays qui ont un atmosphère très froid ont tendance à pulvérisé les arbres fruitiers avec de l'eau.

   ....



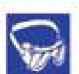



Deuxième leçon: Formes de variation dans le contenu calorifique

Activité de laboratoire: Chaleur de solution

La sécurité







Le but de l'activité

☑ Détermination de la variation thermique qui accompagne l'opération de la dissolution



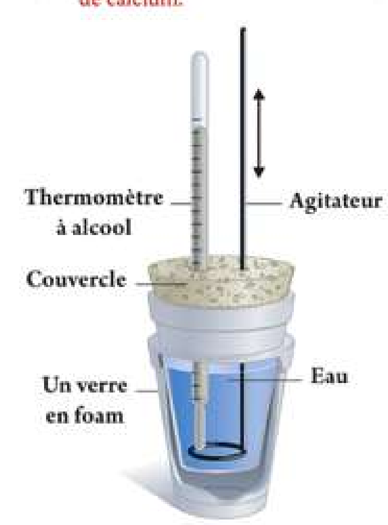
Les compétences qu'il faut acquérir

☑ Etablir des hypothèses – la prédiction – l'observation – la conclusion – enregistrement des informations – analyse des informations.



Les outils et les instruments utilisés

☑ Un verre en foam avec son couvercle – un verre en foam sans couvercle – un thermomètre – une balance – de l'eau distillée – du chlorure de calcium.



Etapes de l'accomplissement de l'activité:

- Détermine la masse du verre en foam avec son couvercle et déverse dans le verre 50 ml d'eau distillée, place le couvercle et pèse le verre.
- Place le verre en foam dans un autre verre plus grand en plaçant du coton entre eux comme isolant, enregistre la température de l'eau à l'aide du thermomètre à alcool.
- Détermine une masse de 4 g de chlorure de calcium, ajoute les à l'eau en agitant, détermine la température de l'eau après s'être assurer de la dissolution complète de la matière.
- Observe la variation dans la température de l'eau après la dissolution du chlorure de calcium.

L'observation: ....
....

Enregistrement des informations:

- Enregistre les informations dans le tableau suivants puis interprète-les

L'accomplissement	La valeur
Masse du verre vide	....
Masse du verre avec l'eau	....
Masse de l'eau	....
Température de l'eau	....
Masse du chlorure de calcium	....
Température de la solution	....
Variation dans la température	....



Analyse des informations:

- Quelle est la cause de la variation de la température de l'eau après la dissolution du chlorure de calcium?

  ....

- Calculer la chaleur dégagée ou absorbée durant la dissolution du chlorure de calcium.

  ....

- Transforme la masse du chlorure de calcium en mole puis calculer la variation dans le contenu calorifique.

  ....

- Y'a-t-il une variation dans la température de l'eau si l'on fait dissoudre 6 g de chlorure de calcium?

  ....

Conclusion:

- Calculer la variation dans le contenu calorifique qui accompagne la dissolution de 4 g de chlorure de calcium dans l'eau.

  ....

Questions d'évaluation

Premièrement: Ecris le concept scientifique :

1. La quantité de chaleur libérée ou absorbée durant la dissolution d'une mole du soluté dans une quantité déterminée d'eau pour obtenir une solution saturée . ...
2. Le lien des ions séparés à l'eau . ...
3. La quantité de chaleur libérée ou absorbée durant la formation d'une mole de la matière à partir des éléments primitifs à condition que ces matières soient à l'état standard . ...
4. La quantité de chaleur libérée durant la combustion complète d'une mole de la matière dans une quantité abondante de l'oxygène . ...

Deuxièmement: Ecris l'interprétation scientifique de chacun de ce qui suit:

1. en ecrivant une équation chimique thermique il faut citer l'etat physique.

   ....

2. L'utilisation de la loi de Hess pour calculer la chaleur de formation du monoxyde de carbone.

   ....

3. La dissolution est accompagnée d'une variation calorifique.

   ....

4. Il existe une grande relation entre la chaleur de formation et la stabilité des composés.

   ....



Problèmes variés:

1. Calculer la variation standard dans le contenu calorifique de la réaction suivante:

$$H_2S_{(g)} + 4F_{2(g)} \longrightarrow 2HF_{(g)} + SF_{6(g)}$$

Sachant que la chaleur de formation est comme suit:

$$H_2S = -21\ kJ/mole\ ,\ HF = -273\ kJ/mole\ ,\ SF_6 = -1220\ kJ/mole$$

....

2. En dissolvant une mole de nitrate d'ammonium dans l'eau, puis en complétant le volume à 1000 ml, la température baisse de 6°C. Calculer la quantité de chaleur absorbée (suppose que la densité de la solution = 1 g/ml et la chaleur spécifique de la solution = 4,18 J/g°C)

....

3. Sachant que la variation standard dans le contenu calorifique de la combustion de l'octane liquide C_8H_{18} = - 1367 KJ/mole. Ecris l'équation chimique qui exprime la combustion complète d'une mole de ce liquide dans une quantité abondante d'oxygène.

....

Questions de révision du quatrième chapitre

Premièrement: Ecris le terme scientifique :

1. La quantité de chaleur dégagée ou absorbée durant la formation d'une mole de la matière à partir des éléments primitifs à l'état standard . ...
2. La quantité de chaleur nécessaire pour élever la température d'un corps d'un degré centigrade . ...
3. Une équation chimique qui renferme la variation de chaleur qui accompagne la réaction ....
4. La quantité de chaleur dégagée ou absorbée durant la dissolution d'une mole de soluté dans une quantité déterminée du solvant pour obtenir une solution saturée . ...
5. La chaleur de la réaction est une valeur fixe dans les conditions standards soit la réaction à lieu en une seule étape ou plusieurs étapes . ...

Deuxièmement: Réécrit les expressions suivantes en corrigeant les parties soulignées:

1. La chaleur est considérée une mesure de la moyenne de l'énergie cinétique des molécules qui forment la matière ou le système . ...
2. Le joule est connu comme étant la quantité de chaleur nécessaire pour élever la température d'un gramme d'eau d'un degré centigrade (de 15°C à 16°C). ....
3. L'unité de mesure de la chaleur spécifique c'est J. ....
4. L'énergie chimique dans la molécule provient de l'énergie du niveau qui est la résultante de l'énergie cinetique de l'électron en plus que son énergie potentielle. ....
5. La variation dans le contenu calorifique c'est la somme des énergies emmagasinées dans une mole de la matière . ...
6. Le système est considéré ouvert quand il ne se produit pas la transmission de l'énergie et la masse entre le système et le milieu environnant. ....
7. Le thermomètre est considéré comme un système isolé pour mesurer la chaleur absorbée ou dégagée dans la réaction chimique. ....
8. Le contenu calirifique de la matiere est consideré la somme de energies emmagasimes dans 1 kg de la matiere ....



Troisièmement: Comment interpréter:

1. La dissolution de l'iodure de potassium dans l'eau est considérée endothermique.

....

2. La loi de Hess est l'une des formes de la première loi de la dynamique thermique.

....

3. Pendant l'opération de la dilution, la quantité du solvant augmente et ceci cause l'augmentation de la valeur (ΔH)

....

4. La combustion du glucose $C_6H_{12}O_6$ à l'intérieure du corps des êtres vivants est considéré l'une des réactions de combustion les plus importantes.

....

5. Les savants en tendance dans la plupart du temps à utiliser des méthodes indirectes pour calculer la chaleur de la réaction.

....

Quatriemement : Problèmes variés :

1. Un échantillon d'une matière inconnue de 155 g de masse a absorbé une quantité de chaleur égale 5700 J, sa température a augmenté de 25°C à 40°C. Calcule la chaleur spécifique de cette matière.

....

2. Calcul la quantité de chaleur absorbée en refroidissant 350 g de mercure de 77°C à 12°C sachant que la chaleur spécifique du mercure (0.14°C J/g)

....



3. Le gaz methane CH_4 est considere le constituant principal du gaz naturel , sachant que ΔH°_C = 965.1 kJ/mole et ΔH°_f = 74.6 kJ/mole. Calcul la quantité de chaleur liberée durant la formation de 50 g du gaz methane , de même la chaleur de combustion de 50 g de ce gaz.

....

....

4. Calcul la variation dans le contenu calorifique durant la dissolution de (80g) de nitrate d'ammonium dans une quantité d'eau pour former un litre de la solution sachant que la température initiale est 20°C et elle est devenue 14°C puis réponds aux questions suivantes:

A. Est-ce que cette dissolution est exothermique ou endothermique? En citant la raison?

....

B. Peut-on considérer ce changement thermique comme étant chaleur de solution molaire ou non sachant que: (N = 14, O = 16, H = 1)

....

5. Sachant que la chaleur de combustion de l'éthanol C_2H_5OH est (1367 kJ/mole). Ecris la chaleur thermique qui exprime ceci sachant que les produits de la combustion sont le dioxyde de carbone et la vapeur d'eau puis calcul la chaleur obtenue de la combustion de 100 g d'alcool sachant que (C = 12 , O = 16 , H = 1)

....

....





Première leçon : Le noyau de l'atome et les particules élémentaires

Activité d'application : Les isotopes nucléaires



But de l'activité

☑ Reconnaitre ce que veut dire isotopes nucléaires

☑ Comparaison entre les isotopes des noyaux des atomes du même élément

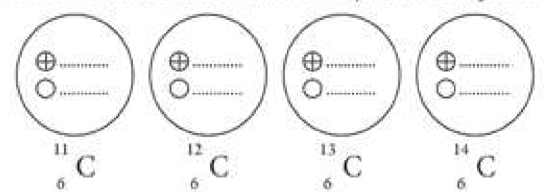
Compétences qu'il faut acquérir

Etapes de l'accomplissement de l'activité:

- Les données: Le carbone a quatre isotopes:

$^{11}_{6}C$, $^{12}_{6}C$, $^{13}_{6}C$, $^{14}_{6}C$

- Ce qui est demandé: si le proton est représenté par la figure ⊕ et le neutron par la figure ◯ Démontre le nombre de protons et le nombre de neutron dans le noyau de chaque isotope.



Analyse des résultats:

- Quel est l'isotope de carbone le plus répandu dans la nature? ....
- Lequel de ces noyaux est le plus stable? ....
- Est-ce que les atomes des isotopes ont-ils les mêmes propriétés chimiques? Interprète ta réponse.

....

- Complète le tableau suivant:

Symbole du noyau	Nombre de masse	Nombre atomique	Nombre de neutrons	Nombre de nucléons
$^{11}_{6}C$	....	....	....	....
$^{12}_{6}C$	....	....	....	....
$^{13}_{6}C$	....	....	....	....
$^{14}_{6}C$	....	....	....	....

La conclusion:

- Les isotopes sont ....




Activité d'application : Etude de la stabilité des noyaux

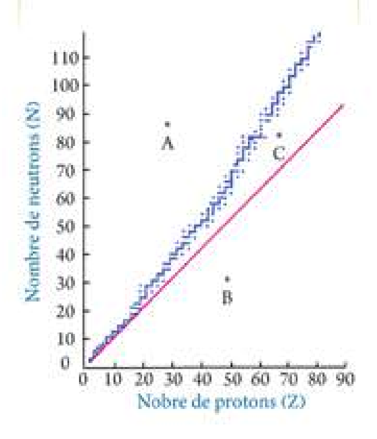


But de l'activité

☑ Faire le lien entre le taux du nombre des neutrons à celui des protons et la stabilité nucléaire .

Compétences qu'il faut acquérir

☑ Interprétation des informations – L'application – La conclusion



Etapes de l'accomplissement de l'activité:

- Les données: Le graphique suivant démontre la relation entre le nombre de neutrons et celui des protons pour les atomes des éléments stables qui se trouvent dans tableau périodique.
- Etudie cette figure puis réponds aux questions suivantes:

A. Que représente la ligne pointiée dans le dessin?

....

B. A , B , C représente la position de trois noyaux d'atomes d'éléments hors la région de stabilité. Lequel de ces noyaux acquis une stabilité en émettant une partieule β?

Interprète ta réponse: ....

C. Le tableau suivant renferme quelques noyaux qui se caractérisent par la stabilité.

Complète les informations dans le tableau:

Le noyau	Nombre de neutrons	Nombre de protons	Le rapport N/Z
$^{208}_{82}Pb$	....	....	....
$^{56}_{26}Fe$	....	....	....
$^{40}_{20}Ca$	....	....	....
$^{23}_{11}Na$	....	....	....

- Comment faire le lien entre le taux N/Z de ces noyaux et la stabilité du noyau?

....



Activité d'application : Les quarks



But de l'activité

☑ Calcul de la charge électrique de quelques particules nucléaires.

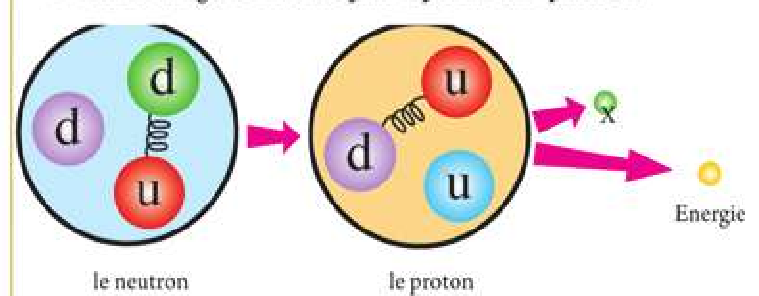
Les compétences qu'il faut acquérir

☑ Réetudier des termes – comparaison des informations – déduire des résultats.

✪ Le tableau suivant représente la valeur du nombre de charge Q des quarks u , d , s par rapport à la charge de l'électron.

Les quarks	Q
u	$+\frac{2}{3}e$
d	$-\frac{1}{3}e$
s	$-\frac{1}{3}e$

✪ Etudie la figure suivante puis réponds aux questions



A. Calcul la charge électrique pour chacun de : le proton – le neutron.

....

B. Ecris l'équation de la transformation du neutron en proton.

....

C. Quelle est la charge de la particule (X) ?

....

Questions d'évaluation

Premièrement: Choisis la réponse correcte:

1. Si l'énergie de liaison nucléaire du noyau du hélium ($^{4}_{2}He$) égale 28 MeV, ainsi l'énergie de liaison nucléaire pour chaque nucléon dans le noyau du hélium évaluée en million électron Volt égale ....

   A. 7 B. 14

   C. 56 D. 112

$^{12}_{6}C$

2. Si la différence entre la somme des masses des constituants du noyau de l'atome de ($^{56}_{26}Fe$) et la masse du noyau en étant consistant est 0,5 u, ainsi l'énergie de liaison nucléaire du noyau de l'atome de fer est ....

   A. 0.8×10^{-19} MeV B. 0.5 joules

   C. 0.5 MeV D. 465.5 MeV

3. Quand un proton se transeforme en neutron , il se libreré

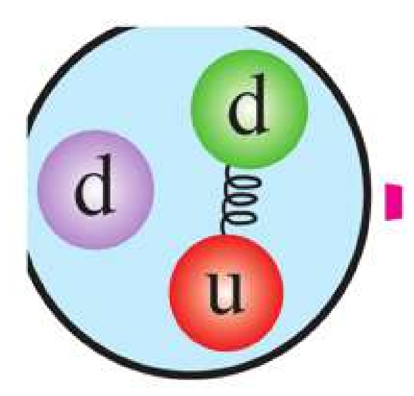
   A. B^{-} B. B^{+}

   C. α D. δ

4. Le dessin suivant représente l''un des baryons a les propriétés

   A. Proton B. Neutron

   C. anti proton D. Meson



Deuxièmement: Résoudre les problèmes suivants:

Utilise les relations suivantes quand tu en a besoin:

Masse du proton = 1.007825 u – Masse du neutron = 1.008665 u – vitesse de la lumière = 3×10^8 m/s

1 u = 1.66×10^{-27} kg

1. Utilise l'équation d'Einstein pour calculer la masse en kilogramme qui se transforme en une énergie qui équivaut 190 Mev..........

....

2. Calcul l'énergie évaluée en Mev provenant de la transformation de 5 g d'une matière en énergie.

....

....

3. Calcul l'énergie de liaison du noyau $^{4}_{2}He$ évaluée en Mev puis calcul l'énergie de liaison pour chaque nucléon dans ce noyau sachant que $^{4}_{2}He$ = 4.001506 u

....

....

4. Calcul l'énergie de liaison du noyau $^{16}_{8}O$ évaluée en Mev puis calcul l'énergie de liaison pour chaque nucléon, sachant que $^{16}_{8}O$ = 15.994915 u

....

....

5. Lequel est le plus stable le noyau $^{16}_{8}O$ ou le noyau $^{17}_{8}O$ sachant que:

$$^{16}_{8}O = 15.994915 \text{ u}, \quad ^{17}_{8}O = 16.999132 \text{ u}$$

....

....

Troisièmement: Recherche et apprends:

Utilise le cite de l'internet pour faire une recherche pour reconnaitre la source du mot "Quark". Qui a découvert ces particules primaires. Quels sont les genres de Quarks. Ecris un rapport et présente le à tes copains en utilisant l'ordinateur et le programme power point.





Deuxième leçon : La radioactivité et les réactions nucléaires

Activité d'application : Période de mi-vie d'une matière radioactive

But de l'activité

Les compétences qu'il faut acquérir

- ☑ Explication des concepts – représentation des information dans un graphique – déduire les résultats

Les outils et les instruments utilisés

- ☑ Une feuille de graphique

Etapes de l'accomplissement de l'activité:

- Les données: Dans une expérience pour mesurer la période de mi-vie d'une matière radioactive ($^{220}_{86}Rn$), la relation, entre le nombre de noyaux restant n par million et le temps t en seconde est comme dans le tableau suivant:

t	0	10	20	30	40	50	55	60	65	70
n	30	26	23	21	18	16	15	14	13	12

- Ce qui est demandé: dessin de la relation graphique entre le nombre de noyaux restants (sur l'axe vertical) et le temps (sur l'axe horizontal) sur la feuille de graphique.

Analyse des résultats et la conclusion:

- Calcul la période de mi-vie de l'élément Radon radioactif.

....

- Que veut dire la valeur de la période de mi-vie que tu a obtenu?

....

- Dans l'une des étapes de la dissociation du $^{220}_{86}Rn$, il se libère une particule alpha:

A. Quelle est la nature de la particule alpha?

....

B. Quand la particule alpha se libère du noyau Radon 220 radioactif, il se transforme en l'isotope du Po. Ecris l'équation qui représente cette transformation.

....



Questions d'évaluation

Premièrement : Choisis la réponse correcte :

1. L'une des propriétés suivantes s'applique sur les rayons gamma ....

A. ont une charge positive
B. ont une charge négative
C. ils sont considérés des électrons
D. ils sont des ondes électromagnétiques

2. Sachant que $^{B}_{A}X$ représente le noyau d'un élément qui émet des particules alpha, ainsi le pouvoir du noyau d'émettre une particule alpha est représenté par l'équation suivante : ....

A. $^{B}_{A}X \longrightarrow {}^{B+4}_{A+2}X + {}^{4}_{2}He$

B. $^{B}_{A}X \longrightarrow {}^{B-4}_{A-2}X + {}^{4}_{2}He$

C. $^{B}_{A}X \longrightarrow {}^{A-2}_{B-2}X + {}^{4}_{2}He$

D. $^{B}_{A}X \longrightarrow {}^{B-2}_{A-4}X + {}^{4}_{2}He$

3. Dans l'équation ${}^{4}_{2}He + {}^{9}_{4}Be \longrightarrow {}^{12}_{6}C + X$ (X) est considéré ....

A. un électron
B. un proton
C. un neutron
D. des rayons gamma

4. Le thorium ${}^{228}_{90}Th$ se dissocie et se transforme en ${}^{216}_{84}Po$ comme résultat de l'émission d'un nombre de particules alpha égal à ....

A. 2
B. 3
C. 4
D. 5

5. X c'est le noyau de l'atome d'un élément radioactif qui a perdu 5 particules alpha consécutivement, son noyau s'est transforme en noyau de l'élément ${}^{206}_{80}X$, ainsi le noyau de l'atome de l'élément original X est ....

A. ${}^{216}_{90}X$
B. ${}^{216}_{82}X$
C. ${}^{226}_{86}X$
D. ${}^{226}_{94}X$

6. L'une de ce qui suit ne s'applique pas sur les radiations alpha ....

A. considérées comme le noyau du hélium.

B. grand pouvoir d'ioniser l'air.

C. plus capable de pénétrer dans l'air

D. est affectée par le chanps magnétique

7. Après le passage de 12 minutes sur un échantillon d'un élément radioactif, 75% des noyaux de cet élément se dissocient. La période de mi-vie de cet élément est ....

A. 3 minutes

B. 4 minutes

C. 6 minutes

D. 9 minutes

Deuxièmement : Questions d'article :

1. Compare entre les rayons alpha et béta en ce qui concerne :

A. La charge de chacun d'eux

B. Le pouvoir de pénétration de chacun d'eux

C. Le pouvoir de chacun d'eux à ioniser l'air

2. Le Radium $^{220}_{88}Ra$ se dissocie donnant une particule alpha, démontrez ceci par une réaction nucléaire convenable. .

3. Explique les quatre étapes montrant la détérioration de la cellule par les radiations.

4. Explique les effets nuisibles des radiations émisent du cellulaire et du labtop.

5. Cite la différence entre chacun de ce qui suit :

A. La réaction nucléaire et la réaction chimique.

B. La fission nucléaire et la fusion nucléaire.

C. Les radiations ionisées et les radiations non-ionisées.



Questions de révision sur le cinquième chapitre

Premièrement : Choisis la réponse correcte :

1. Les nucléons est un nom donné à ....

   A. Les protons et les particules alpha.
   B. Les particules alpha et les particules béta.
   C. Les particules béta et les neutrons.
   D. Les neutrons et les protons.

2. L'une des propriétés suivantes ne s'applique pas sur le concept des isotopes du même élément ....

   A. se ressemblent dans les propriétés chimiques
   B. ont même nombre atomique
   C. se ressemblent dans le nombre de neutrons
   D. se ressemblent dans le nombre de protons

3. Un échantillon d'un élément radioactif a un nombre d'atomes $(4.8 \times 10^{12}$ atomes) et la période de mi-vie de cet élément est deux ans, ainsi le nombre de noyaux des atomes de cet élément qui se dissocient après 8 ans égale ....

   A. 2.4×10^{12}
   B. 4.2×10^{12}
   C. 3.6×10^{12}
   D. 4.5×10^{12}

4. Le nombre de charge (Q) d'un quark du genre (u) égal

   A. 0
   B. + 1/3
   C. + 2/3
   D. -1

5. Lequel des particules suivantes prend le symbole $^{4}_{2}He$ ....

   A. Particule béta
   B. Particule alpha
   C. Neutron
   D. Proton

Deuxièmement : Réponds aux questions suivantes :

1. Complète les équations nucléaires suivantes :

A. $^{226}_{88}Ra \longrightarrow ^{4}_{2}He$ + ...

B. $^{9}_{4}Be$ + ... $\longrightarrow ^{12}_{6}C + ^{1}_{0}n$

C. $^{14}_{7}N + ^{4}_{2}He \longrightarrow ^{1}_{1}H$ + ...

Troisièmement : Commenter ce qui suit :

1. La masse réèlle du noyau de n'importe quel atome est inférieure de la somme des masses de ses constituants.

....

2. Le nombre atomique ou le nombre de masse ne change pas durant l'émission des rayons gamma d'un noyau radioactif.

....

3. Il est difficile de faire une réaction de fusion dans les laboratoires.

....

Quatrièmement : Résoudre les problèmes suivants :

1. Trouve l'énergie de liaison nucléaire du noyau de carbone $^{12}_{6}C$ évaluée en :

   A. Unité de masse atomique (u)

   B. Million électron Volt

   ....

   ....

2. Le noyau de l'atome de deutérium est nommé deutron qui est formé d'un neutron et d'un proton. Sachant que la masse du deutron est 2,014102 u et la masse du proton est 1,007825 u et la masse du neutron est 1,008665 u. Calcul l'énergie de liaison du deutron évaluée on Mev.

   ....

   ....

3. Calcul la quantité d'énergie évaluée en Joules provenant de la transformation de 3 g d'une matière en énergie.

   ....

4. Calcul la quantité d'énergie provenant de la transformation de 1.66×10^{-24} g évaluée par les unités :

   A. Le joule J

   B. Million électron Volt Mev

   ....

   ....

Réponds aux questions suivantes:

1. Premièrement: 1. Choisir la réponse correcte:

A. La couleur du méthyle orange dans le milieu acide est .... (jaune – rouge – orange – verte).

B. Parmis les appareils utilisés pour mesurer le volume d'un liquide précisément .... (flacon , pipette , burette , cylindre).

2. Commenter:

A. La masse moléculaire du soufre solide diffère de celle à l'état de vapeur.

B. Les neutrons sont utilisés comme projectile dans les réactions nucléaires de fission.

Deuxièmement:

1. Citer le terme scientifique:

A. Le volume qui fait paraitre des propriétés uniques de la matière.

B. La température à lapuelle la pression de vapeur du liquide est égale à la pression exercée sur lui.

C. Le temps durant lequel le nombre de noyau de l'élément baisse à la moitié du nombre original au moyen de la radioactivité.

2. Déduire la formule moléculaire d'un composé organique qui a une masse moléculaire de 70 g sachant que le pourcentage du carbone = 85,7% et celui de l'hydrogène 14.3 %. [C = 12 , H = 1].

Troisièmement:

1. Corrige les parties soulignées:

A. L'acide selon la définition d'Arhinius, c'est la matière qui se dissout dans l'eau donnant l'ion $\underline{(OH)^-}$.

B. Les fils nanoïques sont parmi les matières à trois dimensions.

C. La matière qui se forme quand la base acquis un proton formant une base liée.

2. compare entre les réactions chimique et les réactions nuclaires

Quatrièmement:

1. Calcul la concentration d'une solution provenant de la dissolution de 42 g d'hydroxyde de potassium dans une quantité d'eau puis la solution est complétée jusqu'à 500 ml (K = 39 , O = 16 , H = 1)

2. Calcul la variation thermique provenant de la dissolution de 80 g de NaOH dans une quantité d'eau pour former un litre de la solution sachant que la température initiale de l'eau est 20°C et elle est devenue 24°C. Montre si cette réaction est endothermique ou exothermique puis calcul la chaleur de solution molaire.



Réponds aux questions suivantes:

Premièrement:

1. Choisir la réponse correcte:

A. Nombre de molécules de CO_2 dans 88 g = ... $(2, 6.02 \times 10^{23}, 4, 12.04 \times 10^{23})$

B. Une des particules suivantes prend le symbole $({}^{4}_{2}He)$ ....

(béta, alpha, neutron, proton).

C. Le pouvoir hydrogène pH d'une solution basique .... (7, 5, 2, 8).

2. Commenter:

A. Le nombre de molécules de 9 g d'eau égal ou nombre de molécules dans 39 g de 1 C_6H_6.

[C = 12, H = 1, O = 16]

B. La nano est une unité de mesure unique.

C. Le contenu calorifique diffère d'une matière à une autre.

Deuxièmement:

1. Citer le terme scientifique:

A. Des matières complétement ionisées et qui ont un grand pouvoir de conduire le courant électrique.

B. Le volume du gaz est directement proportionnel avec le nombre de moles quand la pression et la température sont fixes.

C. La variation calorifique produite durant la formation d'une mole de la matière à partir des éléments primitifs dans les conditions standards.

2. Si la différence entre les masses des constituants de l'atome de fer ${}^{56}_{26}Fe$ et la masse du noyau en étant cohérent est 0,5 u. Calcul son énergie de liaison nucléaire.

Troisièmement:

1. Corrige les mots soulignés:

A. L'acide citrique est parmi les acides à deux protons.

B. Il est supposé que le contenu calorifique de n'importe quel élément égale un entier.

C. Parmis les outils utilisés, pour évaluer la masse d'une matière c'est l'éprouvette graduée.

2. 39,4 g de sulfate de baryum $BaSO_4$ solide se sont précipités durant la réaction de 40 g de chlorure de baryum $BaCl_2$ avec un exès de sulfate de potassium. Calcul le pourcentage du produit réel

Quatrièmement:

1. Le radium ${}^{220}_{88}Ra$ se dissocie donnant une particule alpha. Montre ceci par une équation nucléaire convenable.

2. Calcul par l'unité du mètre la droite produite en rangeant les atomes de carbone dans 0,12g sachant que le diamètre de l'atome de carbone à la mesure de la nano = 0,7 nm (C = 12)

Réponds aux questions suivantes :

Premièrement:

1. Choisir la réponse correcte:

A. Parmis les matières à deux dimensions nanoiques .... (tuyaux de carbone – balles bucky – Les fibres nanoiques – La coquille de la nano).

B. Dans les isotopes légers stables, le rapport entre les protons et les neutrons est .... (5:1 , 2:1 , 1:1 , 1:2)

C. La chaleur spécifique est mesurée par l'unité .... (J , °Cg/J , kJ/mole , °C).

2. Commenter :

A. Durant l'émission des rayons gamma, le nombre atomique et le nombre de masse du noyau radioactif ne changent pas.

B. Le contenu colorifique des diferentes matières varie.

Deuxièmement:

1. Citer le terme scientifique:

A. Masse atomique moléculaire, ionique ou l'unité formulaire, exprimée en gramme.

B. Quantité de chaleur nécessaire pour élever la température d'un gramme d'eau d'un degré centigrade.

C. Nombre de moles dissouts dans un litre de la solution.

2. Calcul la quantite de chaleur provenant de la combustion de 0.5 g du combustible propanol. en utilisant le colorimetre ce qui mène à la hausee de la temerature d'eau de 5 °C sachant que la masse de l'eau est 100 g.

Troisièmement:

1. Comparer entre chacun de ce qui suit:

A. Les réactions exothermiques et endothermiques.

B. Les radiations alpha et béta en ce qui concerne: La charge – le pouvoir de pénétration – le pouvoir de l'ionisation de l'air.

2. Calcul le volume du gaz hydrogène obtenu de la réaction de 23 g de sodium avec une quantité abondante d'eau dans les conditions standards selon l'équation :
$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$, puis calcul le nombre d'ions sodium produit de la réaction.

Quatrièmement:

1. Exprime la réaction suivante sous forme d'une équation ionique équilibrée: L'addition d'une solution de chlorure de sodium à la solution de nitrate d'argent pour former une solution de nitrate de sodium et un précipité blanc de chlorure d'argent.

2. Calcul le nombre de particules alpha produites de la décomposition du ${}^{228}_{90}Th$ en ${}^{216}_{84}Po$.

3. Cite une seule application de la nanotechnologie dans le domaine: de l'industrie – de la médecine – de l'agriculture.



Réponds aux questions suivantes :

Premièrement:

1. Choisis la réponse correcte:

A. Le nanomètre équivaut .... mètre . (1×10^{-9} , 1×10^{-3} , 1×10^{0} , 1×10^{9})

B. Durant la réaction de NH_3 avec HCl , l'ion NH_4^+ est considéré ....
(acide accompagnante – base – base accompagnante – acide).

C. Le volume deH_2 nécessaire pour préparer 11.2 L de vapeur d'eau à TPN ....
(22.4 , 44.8 , 11.2 , 67.2)

2. Que veut-on dire par: la biochimie – les radiations ionisées?

3. Exprime chacun de ce qui suit par une équation équilibrée: – La perte du $^{226}_{88}Ra$ d'une particule alpha.

Deuxièmement:

1. Citer le terme scientifique:

A. Une formule qui exprime le taux le plus bas des nombres entiers entre les atomes des éléments qui forment le composé..

B. La chaleur de la réaction est une valeur fixe dans les conditions standards soit la réaction a lieu en une étape ou plusieurs étapes..

C. Un acide faible ou une base faible dont la couleur change selon la valeur du pH de la solution.

Troisièmement:

1. Comment distinguer entre la solution de tournesol et la solution de phtaléine de phénol; la solution et la colloïde.

2. Un échantillon d'une matière inconnue qui a une masse de 155 g a absorbé une quantité de chaleur égale 5700 J, sa température s'élève de 25°C à 40°C. Calcul la chaleur spécifique de cette matière.

Quatrièmement:

1.Après le passage de 12 minutes sur un échantillon d'une matière radioactive, 75% des noyaux des atomes de cet élément se décomposent. Calcul sa période de mi-vie..

2. Calcul ΔH de la réactions suivante: $C_2H_2 + \frac{5}{2}O_2 \longrightarrow 2CO_2 + H_2O$ sachant que l'énergie de liaison est:

$$C \equiv C : 835 , C - H : 413 , O = O : 498 , C = O : 803 , O - H : 467$$

Réponds aux questions suivantes :

Premièrement:

1. Choisis la réponse correcte:

A. Si O = 16 , H = 1 , ainsi le nombre de moles d'eau dans 36 g est .... (1 , 2 , 2.5 , 0).

B. Dans l'équation : ${}^{4}_{2}He + {}^{9}_{4}Be \longrightarrow {}^{12}_{6}C + X$, X représente .... (e^- , n , p , γ).

C. La molalité de la solution est exprimée par l'unité .... (mole/L , g/eq.L , g/L , mole/kg).

2. Commenter :

A. La hausse du point d'ébullition de la solution que le point d'ébullition de l'eau pure.

B. Le thermomètre médical est considéré un système clos.

Deuxièmement:

1. Citer le terme scientifique:

A. Un outil en verre à capacité limitée, fixé verticalement sur un support et utilisé dans le titrage.

B. Une science specialisée à traiter avec la matière par la mesure de la nano pour produire de nouveaux produits utiles.

C. La quantité de chaleur dégagée ou absorbée pour chaque mole du soluté en diluant la solution d'une concentration éleveé à une concentration basse en étant à l'état standard.

2. (X) est le noyau d'un élément radioactif qui a perdu (5) particules alpha et 4 particules beta et s'est transformé en un noyau de l'élément ${}^{206}_{80}X$ Calcul le nombre atomique et le nombre de masse du noyau de l'élément original X.

Troisièmement:

1. Citer les dangers de chacun de ce qui suit: Les radiations nucléaires – La nanotechnologique .

2. Calcul le nombre d'ions de sodium produit de la dissolution de 40 g de celui – ci dans l'eau.

Quatrièmement:

1. Comparer entre le concept de l'acide et la base selon: Arhénius et Bronsted – Lowry.

2. Calcul le volume et le nombre d'atomes d'une mole de phosphore à l'état de vapeur à T.P.N

Réponse du premier modèle

Premièrement:

1. Choisir la réponse correcte::

A. Rouge.

B. Cylindre

C. +2/3

2. Commenter :

A. car la molécule de soufre à l'état de vapeur a 8 atomes tandis que à l'état solide un seul atome.

B. Car le neutron est-considéré un projectile idéal et il peut s'infiltrer dans le noyau sans subir une répulsion .

Deuxièmement:

1. Cite le terme scientifique:

A. Volume nanoiques.

B. Le point d'ébullition mesuré.

C. Période de mi-vie

2. C_5H_{10}

Troisièmement:

1. Corrige les mots soulignés:

A. H^+

B. Zéro.

C.Acide accompagnant.

2. Regarde le livre de l'élève.

Quatrièmement:

1. Nombre de moles = $\frac{42}{56} = 0.75 \Longrightarrow M = \frac{0.75}{0.5} = 1.5$ M

2. $Q = m.c.\Delta T = 1000 \times 4.18 \times 4 = +16720$ J

La dissolution est endothermique .

La chaleur de solution molaire $= \frac{16.72}{2} = 8.36$ kJ / mole

Réponse du deuxième modèle

Premièrement:

1. Choisir la réponse correcte:

A. 12.04×10^{23}

B. Alpha

C. 8

2. Commente:

A. 9 g d'eau = 0.5 mole, de même 39 g benzène = 0.5 mole pour cette raison le nombre de molécules est le même.

B. car les matières quand elles se trouvent au niveau de la mesure de la nano, acquièrent des proprietés variées uniques et ultra que les matières plus grandes.

C. à cause de la variation dans le genre, le nombre et la façon de rattachement des atomes les uns avec les autres.

Deuxièmement:

1. Cite le terme scientifique:

A. Electrolytes forts.

B. Loi d'Avogadro.

C. Chaleur de formation standard.

2. Energie de liaison nucléaire $= 0.5 \times 931 = 465.5$ MeV

Troisièmement:

1. Corrige les mots soulignés:

A. à trois protons

B. À une dimension nanoïque.

C. La balance.

2. La masse théorique calculée du produit $= \dfrac{40 \times 233}{208} = 44.8$ g

Le pourcentage au produit réèl $= \dfrac{39.2}{44.8} \times 100 = 88\ \%$

Quatrièmement:

1. ${}^{220}_{88}\text{Ra} \longrightarrow {}^{216}_{86}\text{X} + {}^{4}_{2}\text{He}$

2. nombre d'atomes de carbone $= 0.01 \times 6.02 \times 10^{23} = 6.02 \times 10^{21}$

La longueur $= 0.7 \times 6.02 \times 10^{23} = 4.214 \times 10^{21}$ nm $= 4.214 \times 10^{12}$ m

المواصفات الفنيــة:

رقــم الكتــــاب:	٢١ / ١ / ٣٣ / ١٥ / ١٠ / ٩٩٣
مقــاس الكتــــاب:	$\frac{١}{٨}$ (٥٧ × ٨٢) سم
طبـــع المتــــن:	٤ لون
طبـــع الغــــلاف:	٤ لون
ورق المتــــــن:	٨٠ جم أبيض
ورق الغـــــلاف:	٢٠٠ جم كوشيه
عدد الصفحات بالغلاف:	١٩٦ صفحة

http://elearning.moe.gov.eg

الأشـــــراف برنتنج هاوس